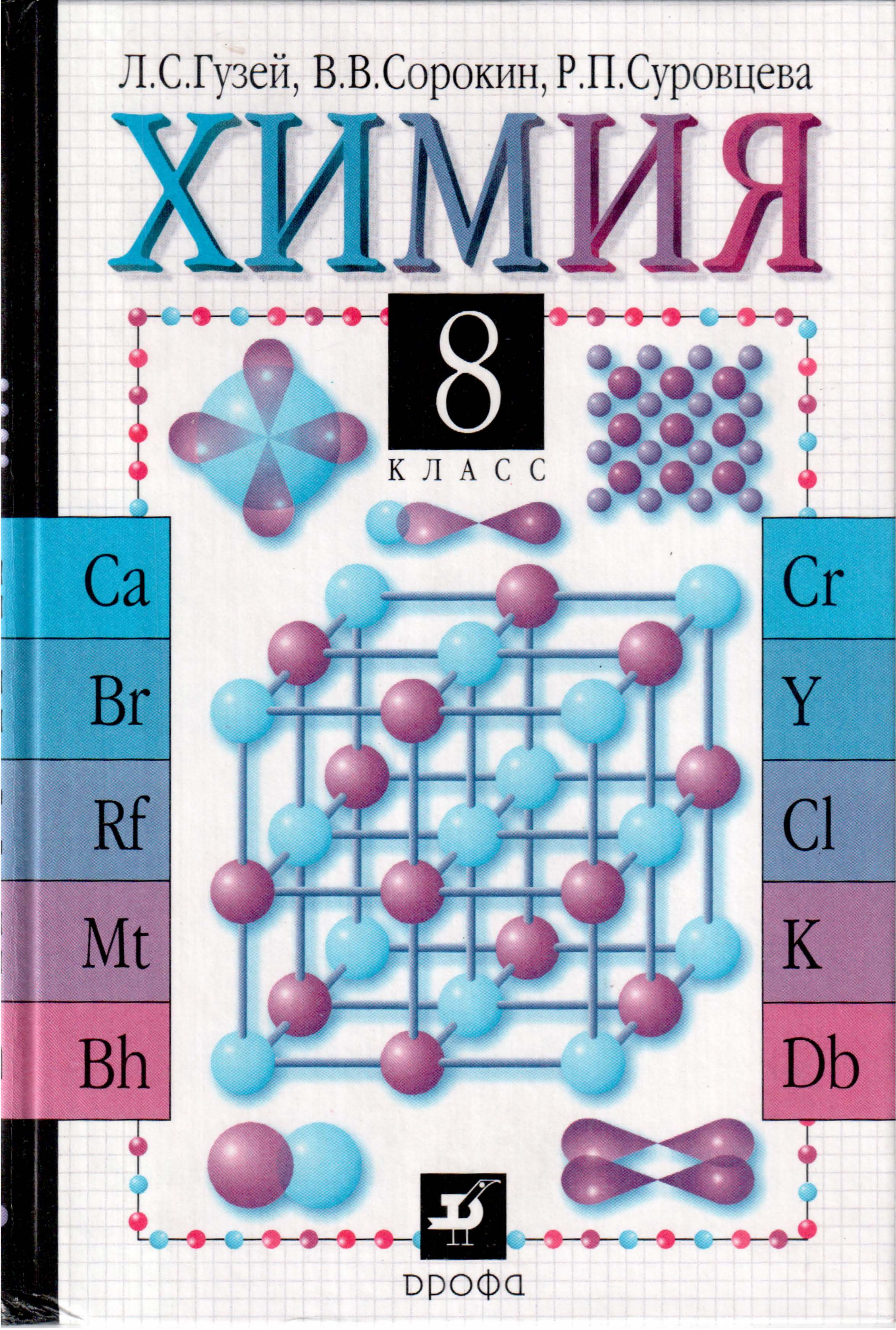

Л.С.Гузей, В.В.Сорокин, Р.П.Суровцева
ХИМИЯ
8
КЛАСС
Ca
Br
Rf
Mt
Bh
Cr
Y
Cl
K
Db
ДРОФА

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ							
	A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII B
1	(H)						H 1 1,00794 Hydrogenium Водород	He 2 4,002602 Helium Гелий
2	Li 3 6,941 Lithium Литий	Be 4 9,01218 Beryllium Бериллий	B 5 10,811 Borum Бор	C 6 12,011 Carboneum Углерод	N 7 14,0067 Nitrogenium Азот	O 8 15,9994 Oxygenium Кислород	F 9 18,998403 Fluorum Фтор	Ne 10 20,179 Neon Неон
3	Na 11 22,98977 Natrium Натрий	Mg 12 24,30 Magnesium Магний	Al 13 26,98154 Aluminium Алюминий	Si 14 28,0855 Silicium Кремний	P 15 30,97376 Phosphorus Фосфор	S 16 32,066 Sulfur Сера	Cl 17 35,453 Chlorum Хлор	Ar 18 39,948 Argon Аргон
4	K 19 39,0983 Kalium Калий	Ca 20 40,078 Calcium Кальций	21 44,95591 Sc Scandium Скандий	22 47,88 Ti Titanium Титан	23 50,9415 V Vanadium Ванадий	24 51,9961 Cr Chromium Хром	25 54,9380 Mn Manganum Марганец	26 55,847 Fe Ferrum Железо; 27 58,9332 Co Cobaltum Кобальт; 28 58,69 Ni Niccolum Никель
	29 63,546 Cu Cuprum Медь	30 65,39 Zn Zincum Цинк	Ga 31 69,723 Gallium Галлий	Ge 32 72,59 Germanium Германий	As 33 74,9216 Arsenicum Мышьяк	Se 34 78,96 Selenium Селен	Br 35 79,904 Bromum Бром	Kr 36 83,80 Krypton Криптон
5	Rb 37 85,4678 Rubidium Рубидий	Sr 38 87,62 Strontium Стронций	39 88,9059 Y Yttrium Иттрий	40 91,224 Zr Zirconium Цирконий	41 92,9064 Nb Niobium Ниобий	42 95,94 Mo Molybdaenum Молибден	43 [98] Tc Technetium Технеций	44 101,07 Ru Ruthenium Рутений; 45 102,9055 Rh Rhodium Родий; 46 106,42 Pd Palladium Палладий
	47 107,8682 Ag Argentum Серебро	48 112,41 Cd Cadmium Кадмий	In 49 114,82 Indium Индий	Sn 50 118,710 Stannum Олово	Sb 51 121,75 Stibium Сурьма	Te 52 127,60 Tellurium Теллур	I 53 126,9045 Iodum Иод	Xe 54 131,29 Xenon Ксенон
6	Cs 55 132,9054 Cesium Цезий	Ba 56 137,33 Barium Барий	57 138,9055 La* Lanthanum Лантан	72 178,49 Hf Hafnium Гафний	73 180,9479 Ta Tantalum Тантал	74 183,85 W Wolframium Вольфрам	75 186,207 Re Rhenium Рений	76 190,2 Os Osmium Осмий; 77 192,22 Ir Iridium Иридий; 78 195,08 Pt Platinum Платина
	79 196,9665 Au Aurum Золото	80 200,59 Hg Hydrargyrum Ртуть	Tl 81 204,383 Thallium Таллий	Pb 82 207,2 Plumbum Свинец	Bi 83 208,9804 Bismuthum Висмут	Po 84 [209] Polonium Полоний	At 85 [210] Astatium Астат	Rn 86 [222] Radon Радон
7	Fr 87 [223] Francium Франций	Ra 88 [226] Radium Радий	89 [227] Ac** Actinium Актиний	104 [261] Rf Rutherfordium Резерфордий	105 [262] Db Dubnium Дубний	106 [263] Sg Seaborgium Сиборгий	107 [262] Bh Bohrium Борий	108 [265] Hs Hassium Хассий; 109 [266] Mt Meitnerium Мейтнерий; 110 [ ]

*ЛАНТАНОИДЫ	58 Ce 140,12 Cerium Церий	59 Pr 140,9077 Praseodymium Празеодим	60 Nd 144,24 Neodymium Неодим	61 Pm [145] Promethium Прометий	62 Sm 150,36 Samarium Самарий	63 Eu 151,96 Europium Европий	64 Gd 157,25 Gadolinium Гадолиний	65 Tb 158,9254 Terbium Тербий	66 Dy 162,50 Dysprosium Диспрозий	67 Ho 164,9304 Holmium Гольмий	68 Er 167,26 Erbium Эрбий	69 Tm 168,9342 Thulium Тулий	70 Yb 173,04 Ytterbium Иттербий	71 Lu 174,967 Lutetium Лютеций
**АКТИНОИДЫ	90 Th 232,0381 Thorium Торий	91 Pa [231] Protactinium Протактиний	92 U 238,0289 Uranium Уран	93 Np [237] Neptunium Нептуний	94 Pu [244] Plutonium Плутоний	95 Am [243] Americium Америций	96 Cm [247] Curium Кюрий	97 Bk [247] Berkelium Берклий	98 Cf [251] Californium Калифорний	99 Es [252] Einsteinium Эйнштейний	100 Fm [257] Fermium Фермий	101 Md [258] Mendelevium Менделевий	102 No 259,1009 Nobelium Нобелий	103 Lr 260,1054 Lawrencium Лоуренсий

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ: Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, \| Be, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, \| H, \| Sb, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Л.С.Гузей, В.В.Сорокин, Р.П.Суровцева

ХИМИЯ

КЛАСС

8

Учебник
для общеобразовательных
учреждений

■

Допущено
Министерством образования
Российской Федерации

■

9-е издание, переработанное



ДРОФА
Москва
2003

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г93

Гузей Л. С.

Г93 Химия. 8 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений / Л. С. Гузей, В. В. Сорокин, Р. П. Суровцева. — 9-е изд., перераб. — М.: Дрофа, 2003. — 288 с.: ил.

ISBN 5—7107—6901—0

Учебник «Химия. 8 класс» содержит материалы для базового и углубленного изучения химии в школе. Вместе с учебником тех же авторов «Химия. 9 класс» и другими пособиями («Химия. Тетрадь для практических занятий. 8 класс», «Химия. Тетрадь для практических занятий. 9 класс», «Химия. Краткий курс. 8—9 классы» и др.) он составляет учебно-методический комплект, который может служить полным курсом химии для основной школы или начальным курсом для средней школы, где предмет «Химия» сохраняется в 10—11 классах. К учебнику 8 класса выпускаются пособия для учителей Р. П. Суровцевой и Л. С. Гузея «Химия. 8—9 классы. Методические рекомендации», «Химия. Контрольные работы. 8—9 классы», «Химия. Поурочные разработки» и др.

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

ISBN 5—7107—6901—0

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие школьницы и школьники!

Вы входите в новый для вас, но существующий миллиарды лет мир химии. Химические явления сопровождают всю нашу жизнь и даже определяют саму возможность ее существования.

Ваши первые представления о химии определяются сведениями, почерпнутыми из различных публикаций в газетах и журналах, из курса «Естествознание», а также из личного опыта. Часто создается ложное представление о вреде химии как таковой. Однако только действительные знания дают правильное представление о любом предмете. И тогда становится ясно, что не существует вредного и полезного вообще. Все зависит от умения грамотно использовать полученные знания.

Цель нашего учебника — научить вас правильно понимать законы природы, в том числе химические, и разумно их применять. Вы, несомненно, хотите быть современными и образованными людьми, и мы будем очень рады, если наш курс станет для вас основой, позволяющей стать первоклассными специалистами в области современной химии, химической технологии, биологии, биологической химии, медицины, фармакологии, сельского хозяйства, материаловедения, техники и в других областях человеческой деятельности, включая искусство.

Содержание учебника, кроме основных химических знаний, которые должен освоить каждый из вас, включает в себя материал для тех, кто хочет углубленно изучать химию. Он выделен в тексте учебника цветной полосой.

Разделение текста и заданий сделано авторами учебника. Учитель может иметь свое, более правильное суждение об этом и соответственно действовать.

Обратите внимание на вопросы и задания, помещенные непосредственно в текст параграфа. Они выделены

курсивом. Ответьте на эти вопросы и выполните задания — так вы лучше усвоите объяснения по теме.

В конце каждого параграфа приведены вопросы и задания по пройденному материалу, в том числе и тестовые. Они так же, как и текст параграфов, содержат вопросы и задания повышенной трудности (отмечены цветным знаком ▲).

К некоторым вопросам и заданиям, во всяком случае отмеченным знаком *, имеются ответы. Они не всегда являются полными, но, как сказал древнеримский писатель Плавт (III—II вв. до н. э.), *sapienti sat* — мудрому достаточно намека. А авторы уверены, что наши ученицы и ученики — это самые умные и замечательные ребята.

Удачи вам!

ГЛАВА 1

Предмет химии

ВВЕДЕНИЕ

«Широко распростирает химия руки свои в дела человеческие... Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся, везде обращаются пред очами нашими успехи ее прилежания».

Этими словами, сказанными более 250 лет назад русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым — поэтом, историком, физиком, химиком, геологом, металлургом, основателем Московского университета, — которого Александр Сергеевич Пушкин назвал первым русским университетом, мы начинаем изучение нового для вас предмета — химии.

Что же такое химия? Выяснение этого вопроса мы начнем сейчас и будем продолжать в процессе изучения этой науки, так как только постигнув основы какого-либо явления, можно понять его сущность. При этом мы должны помнить о неисчерпаемости познания любого явления, о его бесконечной сложности, т. е. мы должны отчетливо представлять себе относительность, приближенность наших знаний, которые углубляются и расширяются по мере изучения предмета.

Химия — это одна из наук о природе, об изменениях, происходящих в природе. Сама природа, т. е. весь мир в многообразии его форм, является объектом естествознания. Таким образом, химия относится к естественным наукам. Она тесно связана с физикой, биологией, геологией и другими науками о природе. Одну из них — физику — вы уже начали изучать и, наверное, можете ответить на вопрос: «Что изучает физика?» В первую очередь, это свойства, взаимодействие и изменение тел. Химия же имеет дело прежде всего с веществами — их свойствами, их взаимными превращениями и процессами, сопровождающими эти превращения.

Химия — фундаментальная наука.

Велика роль химии практически во всех сферах деятельности человека. Химическая промышленность — производство разно-

образных веществ и продуктов на их основе — составляет одну из ведущих отраслей народного хозяйства. Заранее обречена на неудачу попытка хоть сколько-нибудь полно перечислить используемые человеком продукты химического производства (их более 60 000) и применяемые при этом химические процессы. На рисунке 1.1 показаны лишь некоторые, наиболее очевидные области применения веществ и продуктов, производимых химической промышленностью.

Добавим к этому, что только химия (совместно с биологией) способна и должна решить задачу предотвращения загрязнения окружающей среды — одну из важнейших экологических проблем современной цивилизации.

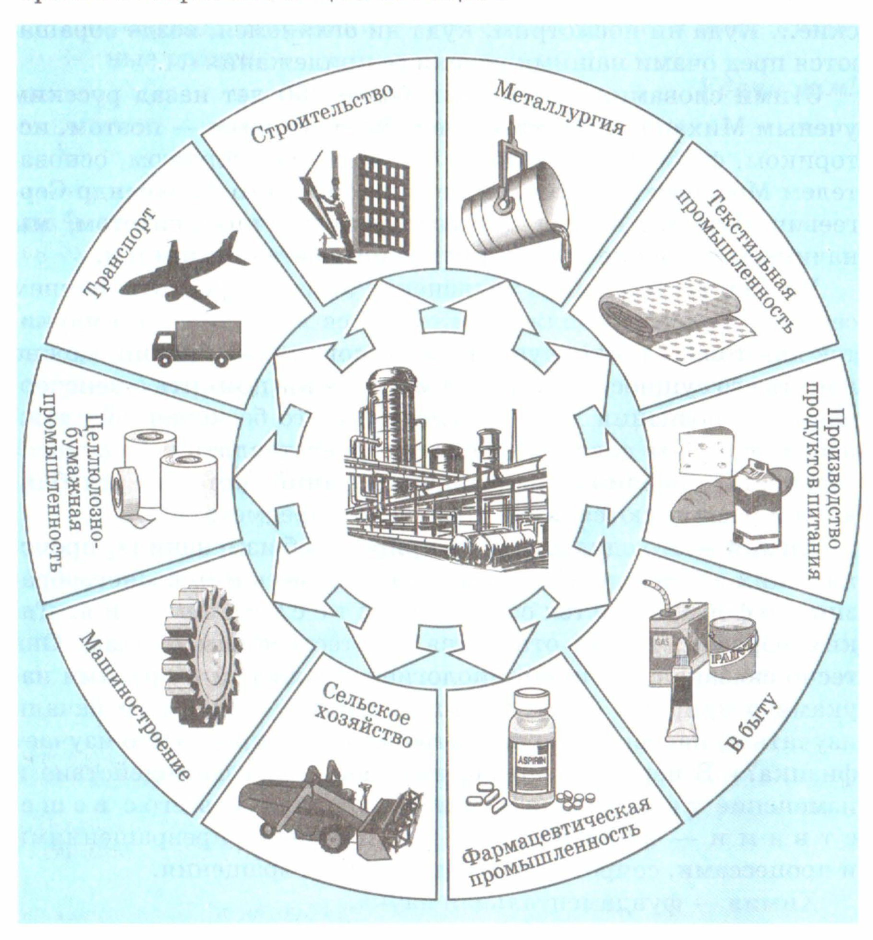


Рис. 1.1. Некоторые области применения продуктов химического производства

Можно твердо сказать, что химия тесно связана практически с любым проявлением контакта человека с материальным миром, она — неотъемлемая часть нашей общечеловеческой культуры. Изучая курс химии, вы убедитесь, что химия настолько пронизывает всю нашу жизнь, что современный человек не быть знакомым с ней просто не может. Благодаря работам ученых и специалистов-практиков химия достигла огромных результатов, но многое предстоит еще исследовать вам. Готовьтесь к этому.

?

1. Какое значение имеет химическая промышленность для различных отраслей народного хозяйства? Приведите примеры, обратившись к схеме, показанной на рисунке 1.1. Дополните эту схему.

2Т[1]. Какая из современных областей техники полностью основывается на химических превращениях веществ: а) атомная энергетика; б) кибернетика; в) биотехнология; г) космическая связь?

3. Какие вам известны вещества, которые применяются в сельском хозяйстве, в производстве тканей, в строительстве и металлургии? Попытайтесь объяснить, для каких целей используют названные вами вещества.

4. Приведите примеры продуктов химического производства, с которыми вы сталкиваетесь дома, в школе, в летнем лагере.

5. Почему химию начинают изучать позже физики, биологии?

6. Зачем нужно изучать химию?

7. Чем химия отличается от других наук (например, физики, биологии, географии)?

§ 1.1. ВЕЩЕСТВО

Вещество
Свойства веществ

Итак, химия — это наука о взаимопревращениях веществ. Что же такое вещество?

Из курсов природоведения и физики вы уже знаете разницу между телом и веществом. Надо хорошо ее себе представлять.

[1] В заданиях, отмеченных буквой **Т**, требуется выбрать правильный ответ. Он может быть не один, поэтому вы должны быть готовы обосновать свой выбор.

Везде и всюду нас окружают различные предметы, тела. В классе — это тетрадь, карандаш, ручка, мел, пробирка, доска, лампочка, шкаф, глобус, микрокалькулятор и др. На улице — дом, автомобиль, фонарный столб, почтовый ящик, светофор... Дома — дверь, окно, шкаф, стол, ведро, чашка, блюдце, чайник.

Все тела состоят из веществ. Это, например, железо, алюминий, поваренная соль, вода, сахар, мел, углекислый газ, кислород, медь и т. п. Вода — вещество, а вот капля воды — тело. Сахар — вещество, а кусочек сахара — тело. Железо — вещество, а железный гвоздь — тело. Когда отвечают на вопрос, из чего состоит данное тело, называют то или иное вещество. Попробуйте нарисовать какое-либо вещество... Что бы вы ни нарисовали, это будет тело, которое состоит из данного вещества.

Каждое вещество может быть охарактеризовано совокупностью (комплексом, набором) свойств, которые позволяют отличить одно вещество от других. Такими свойствами могут быть агрегатное состояние в данных условиях, цвет, запах, плотность, температуры плавления и кипения, электропроводность, теплопроводность, магнитные свойства, твердость (для твердых веществ), вязкость (для жидких веществ). Как известно из курса физики, физические свойства можно измерить и охарактеризовать количественно (с помощью чисел), а также и качественно.

По каким свойствам можно различить перечисленные выше вещества?

Прежде всего, их можно различить по агрегатному состоянию.

К твердым веществам относятся железо, алюминий, поваренная соль, сахар, мел, медь;

жидкое вещество — вода;

газообразные — углекислый газ, кислород.

Таким образом мы нашли воду — единственное жидкое вещество из перечисленных.

Два газообразных вещества — углекислый газ и кислород — по внешним признакам (например, по цвету, запаху) различить нельзя. Их можно распознать по горению в них лучинки — такие опыты вы проводили на уроках природоведения.

Из остальных твердых веществ можно выделить металлы: железо, алюминий и медь; они обладают характерным для металлов блеском. Медь — красная (по цвету мы ее отличаем от остальных); железо и алюминий сильно различаются по плотности (7,9 и 2,7 г/см^3 соответственно), т. е. алюминий значительно легче.

Оставшиеся вещества — сахар, поваренная соль и мел — белого цвета. Они не ядовиты, и по вкусу можно отличить сахар и поваренную соль. Кроме того, если сахар, поваренную соль и мел поместить в воду, то, как вы, конечно, знаете и можете проверить на опыте, сахар и соль растворятся, а мел — нет.

Вещество — это та материя, из которой состоят физические тела. Вещество характеризуется определенными физическими свойствами.

?

1. Имеет ли вещество форму? А тело?

2*. Выберите любое известное вам вещество. Можете ли вы перечислить все его свойства?

3. В тексте названы несколько веществ. Приведите хотя бы по одному, а лучше по два-три примера состоящих из них тел.

4. Выпишите из текста названия тел, состоящих из одного вещества. Укажите, какие именно вещества входят в их состав.

5. Из предложенного перечня выпишите отдельно вещества и тела: мел, чашка, капля росы, ножницы, железо, булавка, поваренная соль, крахмал, алюминиевая ложка, кусочек сахара, снежинка, вода, цветочный горшок, стекло, глина, спичка.

6. Железо может быть охарактеризовано следующими основными свойствами: твердое светло-серое вещество с характерным металлическим блеском, притягивается магнитом, имеет высокую температуру плавления (1535 °C), довольно тяжелый металл ($\rho = 7{,}9$ г/см^3), хорошо проводит электрический ток и теплоту.
Перечисленные показатели физических свойств можно найти в справочнике и отличить тем самым железо от других веществ. Аналогично может быть охарактеризовано любое вещество. Самостоятельно опишите подобным образом вещество серу, используя справочные данные.

7. Перерисуйте таблицу и заполните ее.

Вещество	Агрегатное состояние	Цвет	Запах
Железо			
Вода			
Сахар			
Кислород			

Как можно различить указанные в таблице вещества?

8Т*. Какое из приведенных веществ в каждой из строчек лишнее? А в столбце?

	а	б	в	г
1	медь	поваренная соль	алюминий	железо
2	мел	углекислый газ	сахар	уголь
3	вода	азот	водород	аммиак*
4	сахар	кислород	песок	полиэтилен

* Вы, возможно, нюхали нашатырный спирт из аптечки. Это пахнет газ аммиак.

9. Составьте задание с одной строчкой, но с пятью названиями, подобное предыдущему.

§ 1.2. ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

Смеси
Материалы
Компоненты смеси

Предмет (тело) может состоять из одного, но чаще из нескольких веществ. Иногда даже по внешнему виду можно определить, из одного или из нескольких веществ он состоит. Если речь идет об изделиях, которые сделаны человеком (т. е. искусственных), то точнее говорить о *материалах*, а не о веществах, из которых они изготовлены.

Материалы также могут состоять из одного вещества (медь, алюминий, гипс, лед) либо представлять собой *смесь* веществ (чугун, бетон и тем более железобетон). О материалах говорят, когда имеют в виду в основном твердые тела. Смеси могут состоять не только из твердых, но и жидких и газообразных веществ.

Так, туман (или облака) представляет собой смесь воздуха с капельками воды, дым — это смесь твердых частиц и воздуха, а сам воздух — смесь различных газов. Примерами жидких смесей могут служить молоко (капли жидкого жира в воде), разведенные масляные краски — смеси жидкого вещества (олифа) и твердого (краска).

Как же определить, одним веществом или смесью веществ является данный образец материала, жидкости или газа?

Когда речь идет о твердых телах, то часто по внешнему виду можно определить, из одного или нескольких веществ оно состоит. Правда, иногда для этого нужно использовать какой-либо оптический прибор. Например, распознать составные части металлического сплава можно только исследуя образцы под микроскопом.

На рисунке 1.2, слева показана микроскопическая фотография разреза кусочка железа, а на рисунке 1.2, справа — смеси железа с графитом (чугун). Под микроскопом отчетливо обнаруживается однородность первого и разнородность второго образцов, т. е. видно, что первый состоит только из кристаллов железа, а второй — из двух видов кристаллов (железа и графита).

В смеси каждое из веществ сохраняет свои индивидуальные свойства, так что свойства смеси определяются суммой

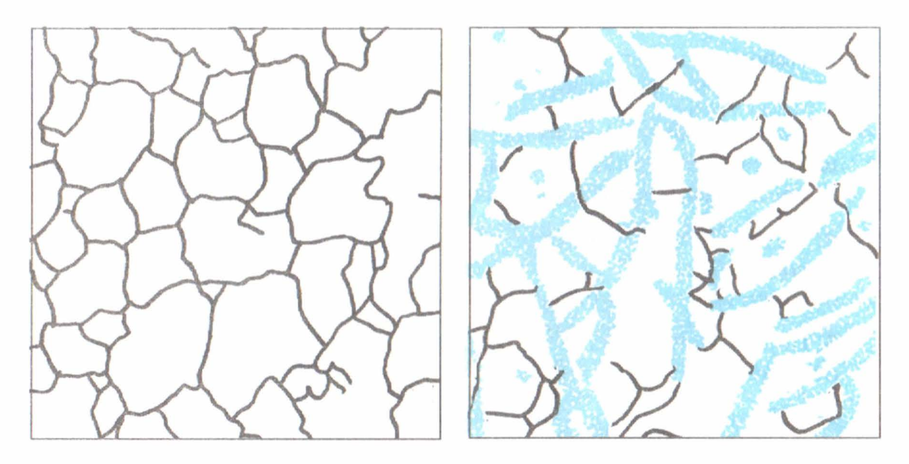


Рис. 1.2. Микрофотографии разрезов образцов: железа (*слева*); чугуна (*справа*)

свойств ее составных частей. Эти составные части называются компонентами смеси.

Например, плотность молока определяется плотностью жира и раствора оставшихся после его отделения веществ и их относительными количествами.

Поэтому по плотности молока можно определить его жирность. Такой анализ проводят на молочных фермах и молокозаводах.

По общей намагниченности образца одного из видов железной руды — природной смеси магнитного железняка и пустой породы определяют содержание железа в руде.

Независимость свойств каждого компонента от других является существенным признаком смеси. Этот же признак используется для разделения смесей.

Различные тела и материалы состоят из одного вещества или нескольких, т. е. могут представлять собой одно вещество или смесь веществ — компонентов смеси. Вещества в смесях могут находиться в различных агрегатных состояниях. В смесях свойства каждого из компонентов сохраняются.

?

1. Перечислите несколько (5—7) известных вам веществ, производимых промышленностью. Где они применяются?

2. Назовите материалы, из которых строят дома, плотины, элеваторы, взлетно-посадочные полосы на аэродромах.

▲ 3. Из перечисленных веществ и материалов выпишите названия веществ: бетон, песок, кислород, бензин, глюкоза, древесина, молоко, железо, чугун, глина, медь, серебро.

4. По каким физическим свойствам можно различить:
а) воду и бензин;
б) сахар и поваренную соль?

5. Перечислите признаки, по которым вы можете отличить металл от неметалла.

6*. Приведите по одному примеру смесей, состоящих из двух твердых, двух жидких, жидкого и газообразного, твердого и газообразного веществ (можно придумать и другие сочетания).

§ 1.3. РАЗДЕЛЕНИЕ СМЕСЕЙ И РАСТВОРОВ ВЕЩЕСТВ

Отстаивание
Декантация
Фильтрование
Фильтрат
Центрифугирование
Раствор
Мембрана
Хроматография
Выпаривание
Дистилляция

Разделение смесей — одна из первоначальных задач экспериментальной химии. Для чего нужно разделять смеси?

Для практического применения часто требуются определенные вещества, которые приходится выделять из смесей. Разделение смесей — это одна из наиболее распространенных технологических операций в различных отраслях промышленности. Так, отделяют золото от пустой породы, добываемую нефть от воды и т. д. Выделение жира из молока для получения из него сливок, сметаны и масла, осуществляемое с помощью сепаратора (рис. 1.3), — также процесс разделения. Вы сами можете привести много примеров разделения смесей.

При изучении свойств вещества его надо иметь в чистом виде, иначе мы определим свойства не данного вещества, а его смеси с другими. При этом следует иметь в виду, что абсолют-

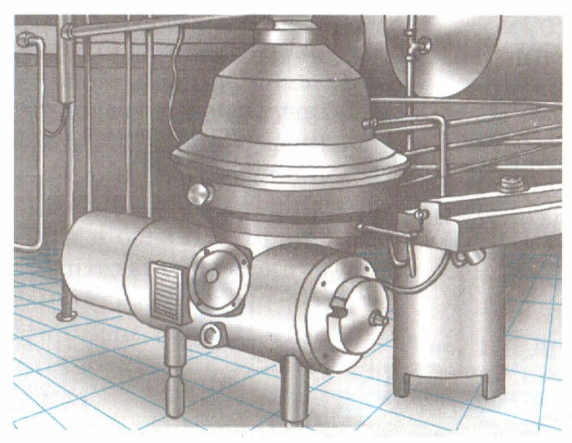


Рис. 1.3. Сепаратор для выделения жира из молока (внешний вид)

но чистых веществ не существует. Они обязательно содержат примеси, хотя бы в незначительных количествах, и полная очистка от примесей невозможна. Да это и не нужно. Необходимая степень очистки определяется конкретными задачами исследования или применения.

В качестве примера рассмотрим воду. Речная или озерная вода достаточно чиста для купания и охлаждения промышленных установок, но не годится для питья, ее не следует добавлять в автомобильную аккумуляторную батарею. Колодезная, родниковая или очищенная речная вода (рис. 1.4) пригодна для питья, но в случае использования ее в паровых котлах или для приготовления лекарств она нуждается в дальнейшей очистке. Если требуется исследовать свойства воды, то из нее извлекают примеси еще более тщательно. Например, один из физиков конца XIX в. для получения особо чистой воды перегонял ее 42 раза. И все-таки в ней оставались примеси. Но их было так мало, что дальнейшая очистка не имела смысла, так как современными экспериментальными методами их обнаружить пока нельзя.

О чистоте вещества, достигаемой в современной промышленности, можно судить по производству материалов, например, для полупроводников. Так, кремний полупроводниковой чистоты содержит основного вещества (т. е. собственно кремния) 99,999999999%. (Это соответствует одному атому примеси на 10 млрд атомов кремния.) В большинстве же случаев такая чистота не нужна и вопрос о степени очистки, как мы уже говорили, решается специально в каждом конкретном случае.



Рис. 1.4. Схема очистки речной воды

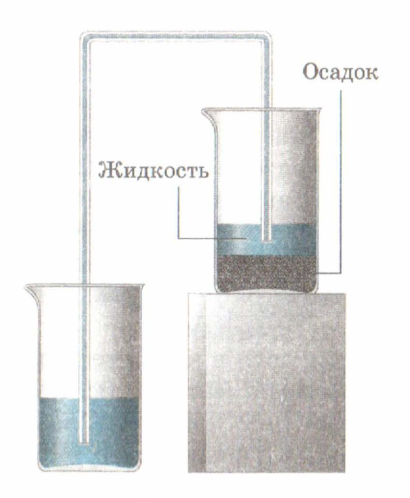


Рис. 1.5. Декантация с помощью сифона

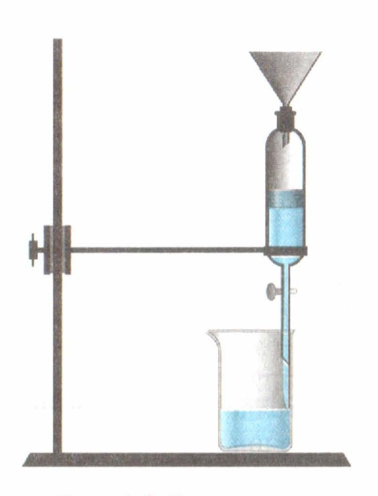


Рис. 1.6. Разделение жидкостей с помощью делительной воронки

Смеси, в состав которых входят жидкие или газообразные вещества, неустойчивы во времени в поле тяготения Земли, и благодаря силе Архимеда (в *чем состоит закон Архимеда?*) их составные части-компоненты с меньшей плотностью поднимаются (всплывают), а с большей — опускаются вниз (оседают). Так выпадает роса из тумана, осаждается сажа и зола из дыма, отстаиваются мутная вода, сливки в молоке и т. д.

Процесс разделения смесей указанным выше образом называется о т с т а и в а н и е м. Жидкость можно отделить от отстоявшегося твердого вещества методом д е к а н т а ц и и[1] — осторожного сливания жидкости с осадка. Эту операцию можно выполнить с помощью сифона, как это показано на рисунке 1.5 (*вспомните, как работает сифон*).

Для разделения двух жидкостей (после отстаивания), например воды и масла или воды и бензина, можно использовать делительную воронку, устройство которой изображено на рисунке 1.6 (*сравните ее с древним делительным сосудом, который изображен на рисунке* 1.7).

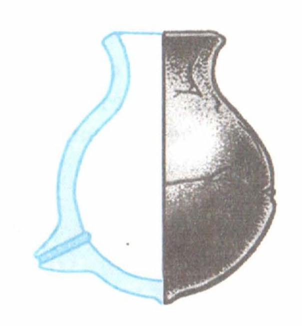


Рис. 1.7. Древний делительный сосуд (около 1400 г. до н. э.)

[1] От франц. décanter — сцеживать, сливать.

Для ускорения процесса разделения смеси часто применяют искусственное усиление силы тяжести путем центрифугирования[1].

Этот метод используется, например, при отделении жира (сливок) от остальной части молока в сепараторе (см. рис. 1.3). В современных центрифугах, скорость вращения барабана в которых достигает десятков тысяч оборотов в минуту и ускорение превышает ускорение земного тяготения в десятки тысяч раз, могут быть разделены (и это используется в промышленности) даже разные атомы.

С другой стороны, отсутствие силы тяжести в космическом пространстве позволяет получить такие смеси, материалы, которые практически невозможно произвести на Земле. Вы, возможно, слышали или читали о химических и физических экспериментах космонавтов по получению некоторых металлических сплавов, которые невозможно приготовить при наличии силы тяжести, так как компоненты сплавов не смешиваются в жидком состоянии (расплавах), например вольфрам-медь, а образуют два жидких слоя.

Для ускорения процесса разделения веществ, находящихся в разных агрегатных состояниях, помимо центрифугирования широко применяют фильтрование. Этот способ основан на различии в размерах частиц веществ и различной пропускной способности фильтра по отношению к ним и был известен еще в III тысячелетии до н. э. (рис. 1.8).

Фильтр изготавливают из пористого материала, поры которого имеют такие размеры, что через них могут проходить частицы одного вещества и задерживаться частицы другого. Так, бумажный фильтр (непроклеенная бумага, примером которой может служить бумажная салфетка) пропускает воду и не пропускает взвешенные в ней частицы твердого нерастворимого вещества (рис. 1.9). Жидкость, проходящая через фильтр, называется фильтратом.

Фильтром для очистки больших количеств воды, используемой в промышленности или для снабжения населения, служит слой песка. От вдыхания пыли, например на цементном заводе, дыхательные пути рабочего защищает маска-фильтр из специального материала, а маска-фильтр на лице хирурга

---

[1] Центрифуги́рование — разделение смесей на составные части под действием центробежной силы; осуществляется в центрифугах. (*Вспомните, что такое центробежная сила. А центростремительная?*)



Рис. 1.8. Разрез фильтровальной тарелки (III тысячелетие до н. э.)

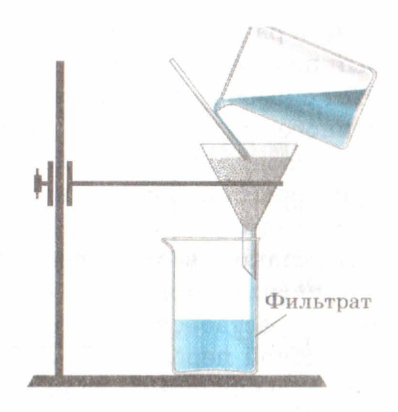


Рис. 1.9. Фильтрование

защищает рану больного от выдыхаемых врачом микробов и т. д.

Когда необходимо выделить р а с т в о р е н н о е вещество, например поваренную соль, раствор выпаривают (рис. 1.10). Так добывают соль из соленых природных вод в промышленности.

О р а с т в о р а х мы подробнее поговорим позже. Пока вам достаточно знать, что они, как и смеси, многокомпонентные системы, но в отличие от смесей отдельные компоненты в них неразличимы, а свойства компонентов изменены по сравнению с теми свойствами, которые они имели в индивидуальном состоянии. Знакомые вам растворы: соленая вода, сладкий чай, столовый уксус.

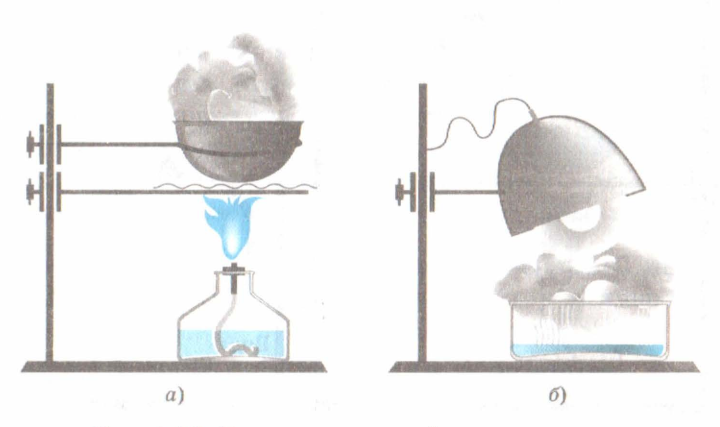


Рис. 1.10. Различные способы выпаривания

Для разделения жидких растворов применяют способ, который называется д и с т и л л я ц и е й (или п е р е г о н к о й). Этот способ основан на том, что при кипении раствора, образованного жидкостями с различными температурами кипения, пар оказывается обогащенным более летучим веществом. Так, при перегонке нефти сначала выделяется легкокипящий бензин, затем — керосин, дизельное топливо и т. д.; при испарении жидкого воздуха сначала выкипает азот и т. д.

Дистилляция может быть применена для очистки жидкостей от растворенных примесей, например воду очищают многократной перегонкой. Лабораторные приборы для дистилляции воды показаны на рисунке 1.11.

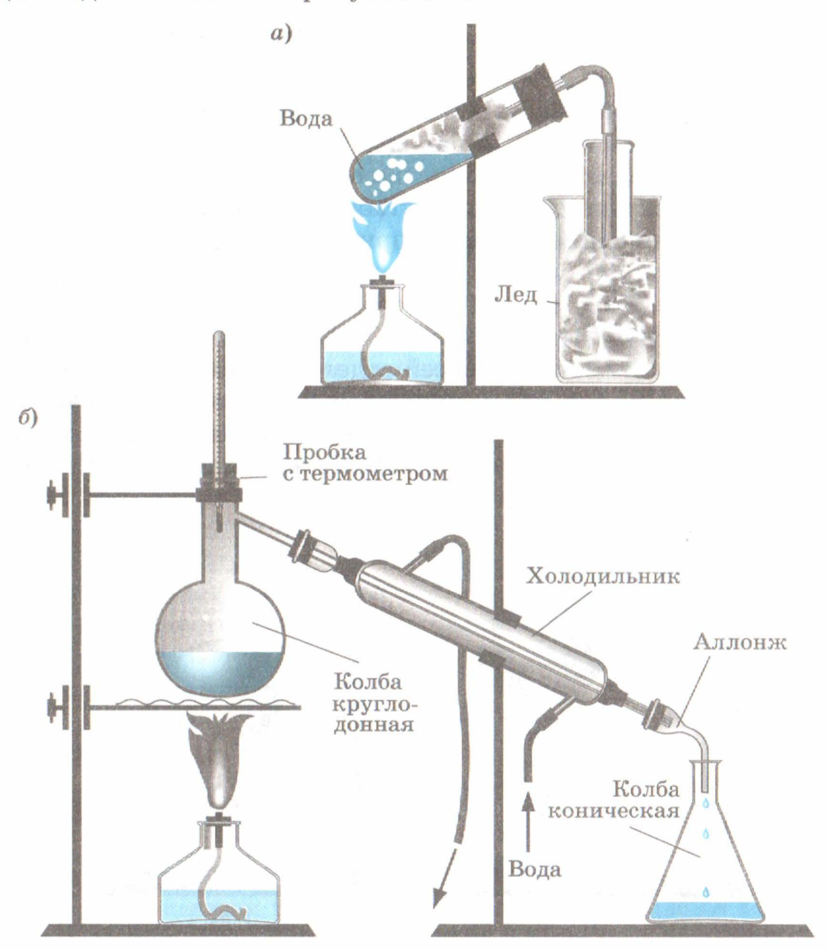


Рис. 1.11. Дистилляция воды

Разделение смесей в промышленности — процесс часто не менее, а более энергоемкий, чем собственно получение продукта, поэтому не прекращаются поиски новых способов разделения. Один из них — мембранный[1], основанный на том, что некоторые вещества (полистирол, тефлон, различные каучуки) обладают избирательной проницаемостью по отношению к разным газам. По изготовленным из них капиллярным[2] трубкам (диаметр которых меньше 1 мкм, в каждом устройстве их насчитывается от 10 тыс. до 1 млн) пропускается газовая смесь (рис. 1.12). По мере движения по капилляру смесь разделяется за счет прохождения через стенки только одного из ее компонентов. Так, например, в настоящее время разделяют компоненты воздуха — азот и кислород.

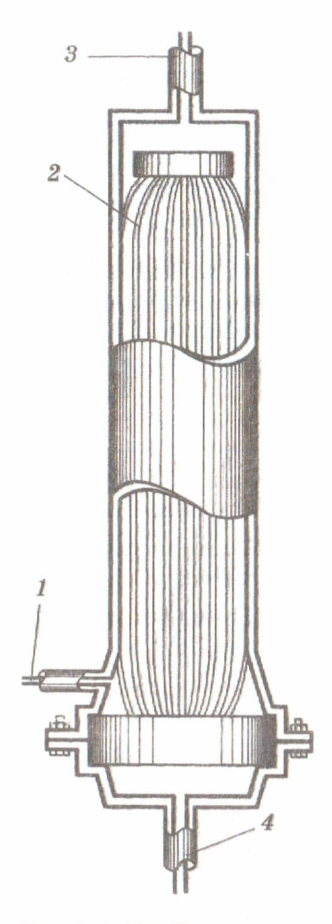


Рис. 1.12. Разделитель на полых волокнах: *1* — газовая смесь на разделение; *2* — полые волокна; *3* и *4* — выход компонентов смеси после разделения

На этом же принципе основано опреснение морской воды. Под большим давлением вода проходит сквозь стенки капилляров, а растворенные в ней вещества остаются внутри капилляров.

Для разделения веществ, особенно природного происхождения, применяют метод хроматографии, суть которого состоит в том, что при движении раствора по капиллярам пористого вещества (бумаги, глины и т. п.) его компоненты по-разному взаимодействуют с материалом и поэтому движутся с разной скоростью, благодаря чему раствор разделяется.

Способы разделения смесей и растворов основаны на свойстве составляющих их веществ-компонентов различно реагиро-

[1] От лат. membrana — перепонка.

[2] От лат. capillaris — волосной, например тончайший кровеносный сосуд.

вать на определенные внешние воздействия. Выбирают наиболее рациональный способ разделения смесей и растворов.

Неоднородные смеси (в которых невооруженным глазом или с помощью микроскопа можно заметить частицы других веществ) разделяют отстаиванием, декантацией, фильтрованием и др.

Однородные смеси и растворы (в которых даже с помощью микроскопа нельзя обнаружить частицы других веществ) разделяют выпариванием, дистилляцией, на мембранах, с помощью хроматографии и др.

?

1. Вам дали измельченный (растертый в ступке) белый порошок, состоящий из поваренной соли и мела. Докажите, что это смесь.

2. Какие способы разделения смесей вам известны, кроме указанных в тексте?

3. Что могли разделять древние люди в делительном сосуде, показанном на рисунке 1.7? Из чего изготовлен сосуд?

4. Какие смеси могли фильтровать древние люди с помощью фильтровальной тарелки, показанной на рисунке 1.8?

5. Для чего применяется(лась) реторта, выделенная на рисунке 1.13 синим цветом?

6*. Почему перегонный аппарат — реторта — обыкновенно принимается за символ химии? (При ответе попытайтесь представить себе состояние химии в средние века.)

7. При измельчении руды на горно-обогатительных фабриках в нее попадают обломки железных инструментов. Как их можно извлечь из руды?

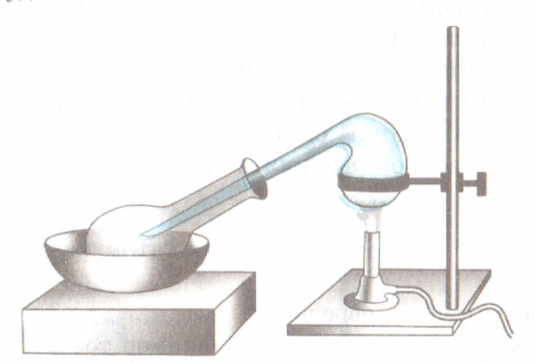


Рис. 1.13. Реторта

8. Предложите материалы (3—4), которые можно использовать для изготовления фильтра. Где их можно применить?

9*. Как можно выделить из водных растворов: а) сахар; б) поваренную соль; в) медный купорос?

10. Каким способом можно разделить следующие неоднородные смеси: а) речной песок, поваренная соль и древесные опилки; б) порошок мела, железные опилки и поваренная соль? Насколько широко используется этот способ для получения данных веществ?

11. Можно ли проводить разделение смесей путем декантации или фильтрования в условиях космической станции? Почему?

12. Вода после мойки автомобилей в крупных гаражах оказывается загрязненной машинным маслом. Как следует поступать перед сливом ее в канализацию?

13. Что такое «промывка» золота? От чего его отмывают?

▲ **14.** Рисунок 1.10 демонстрирует два способа упаривания. В чем преимущество каждого из них?

▲ **15.** На рисунке 1.11 показаны два прибора для дистилляции воды. В чем преимущество каждого из них?

§ 1.4. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

Химические явления
Химические реакции
Разложение
Соединение

Вы уже знаете, что все процессы, происходящие в природе, называются явлениями природы. Попробуем теперь выделить и классифицировать явления окружающего нас мира на физические и химические. Напомним, что первые — это изменения тел или агрегатного состояния, а вторые — изменения веществ, в результате которых образуются новые вещества.

Нагреем в пробирке воду. Она закипит и превратится в пар. Жидкое вещество стало газообразным, но вода осталась тем же веществом — водой, изменилось лишь ее агрегатное состояние. Переход жидкости в пар представляет собой физическое явление.

Изменение агрегатного состояния вещества, т. е. переход твердого тела в жидкость, а жидкости в пар и наоборот, относится к физическим явлениям (это вы изучали в курсе физики).

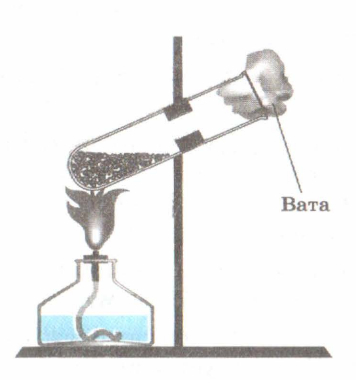


Рис. 1.14. Разложение перманганата калия при нагревании

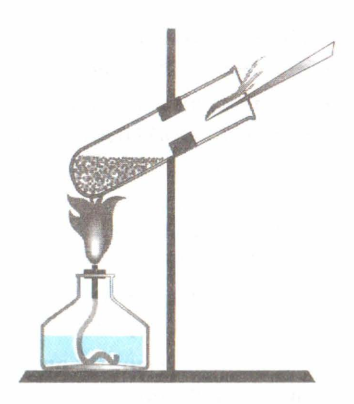


Рис. 1.15. Разгорание тлеющей лучины в кислороде

Возьмем немного перманганата калия — вещество фиолетового цвета, хорошо известное вам под названием «марганцовка». Поместим его в пробирку и нагреем (рис. 1.14). Вещество в пробирке превращается в смесь чрезвычайно мелких частиц зеленого и черного цвета, кажущуюся серой массой, и, кроме того, выделяется газ — кислород. Его можно обнаружить при помощи тлеющей лучинки (рис. 1.15).

При *разложении* перманганата калия и при горении лучины мы наблюдаем химические явления, или *химические реакции*.

Ударом молотка сплющим медную проволоку (рис. 1.16). Проволока — физическое тело — изменилась, а медь — вещество, из которого изготовлена проволока, — осталось неизменным. Ясно, что мы наблюдали физическое явление.

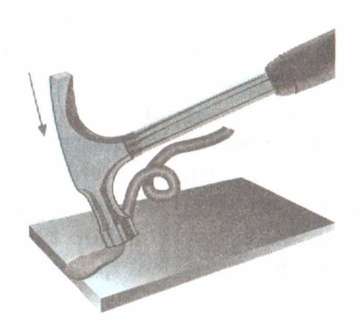


Рис. 1.16. Проволока сплющивается от удара молотка



Рис. 1.17. Смесь взрывается от удара молотка

Смешаем два вещества (в очень небольших количествах) — бертолетову соль и фосфор (они входят в состав спичечной головки и намазки на коробке) и ударим по смеси молотком (рис. 1.17). Раздается взрыв. При этом бертолетова соль и фосфор «исчезают», образуются некоторые новые вещества. В этом опыте мы наблюдали химическое явление, т. е. химическую реакцию.

Включим в сеть электрическую лампочку (рис. 1.18). В результате прохождения электрического тока через вольфрамовую нить выделяется большое количество теплоты, нить нагревается и светится. Но ее вещество — металл вольфрам — осталось тем же. Это физическое явление.

Химическая реакция может происходить при действии на вещество электрического тока. На рисунке 1.19 показан прибор, в котором можно провести реакцию разложения воды под действием электрического тока. В результате этой реакции образуются два новых вещества — кислород и водород.

Возьмем кусочек сахара, разотрем его в порошок. Вполне понятно, что свойства сахара при этом не изменились. Значит, измельчение вещества — физический процесс.

Поместим немного сахара в пробирку и начнем ее нагревать. Сахар расплавляется, образуя светло-коричневую жидкость, которая постепенно темнеет. Происходит превращение сахара в новые вещества — химический процесс. Убедитесь сами, что новое вещество имеет вкус, отличающийся от вкуса сахара.

Нагреем на воздухе стружку магния (рис. 1.20). Она вспыхнет и сгорит. Произошло с о е д и н е н и е магния с кислоро-

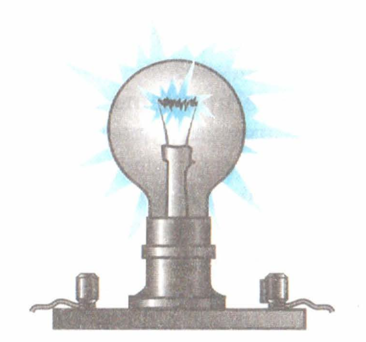


Рис. 1.18. Вольфрамовая нить в лампочке нагревается

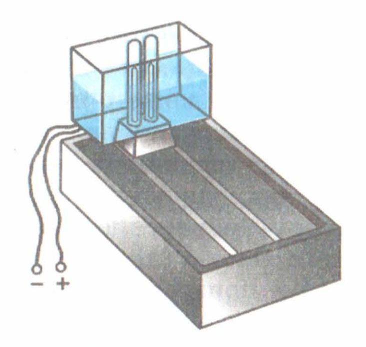


Рис. 1.19. Прибор для разложения воды электрическим током

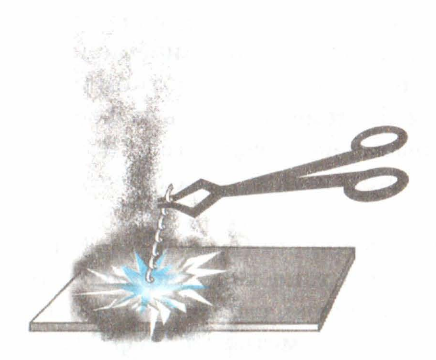


Рис. 1.20. Лента магния горит на воздухе

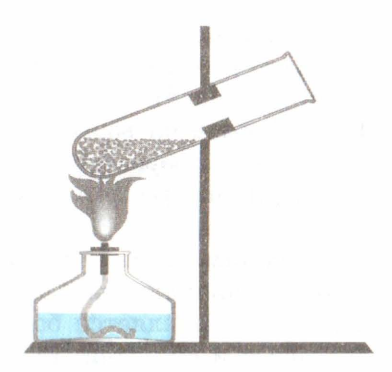


Рис. 1.21. Прокаливание смеси порошка железа и серы

дом воздуха, сопровождающееся выделением теплоты и света. Этот процесс — химическая реакция.

Реакция соединения хорошо наблюдается в следующем опыте. Смешаем измельченный порошок железа (темно-серого цвета) с порошком серы (желтого цвета). Полученную смесь поместим в пробирку и нагреем (рис. 1.21). Произойдет реакция соединения серы с железом, в результате чего образуется новое вещество — сульфид железа (черного цвета, в отличие от серы, и не притягивается магнитом, в отличие от железного порошка).

В курсе природоведения вы проводили такой опыт: через известковую воду продували воздух. В результате прозрачная жидкость становилась мутной. В данном опыте в растворе получался белый порошок (новое вещество мел), который постепенно оседал на дно сосуда в виде осадка. Это нерастворимое в воде вещество образовалось в результате химической реакции между растворенным в воде веществом и углекислым газом, содержащимся в выдыхаемом нами воздухе.

Теперь вы можете привести собственные примеры физических и химических явлений. Если возникнут затруднения, обратитесь к заданию № 6.

Вот какие признаки химических реакций мы можем теперь выделить: изменение окраски веществ, появление газа, выделение теплоты (иногда света), образование осадка — все это внешние признаки химических реакций. Конечно же у каждой реакции эти признаки будут свои.

Доказательством того, что действительно происходит химическая реакция, является установление факта образования *нового* вещества.

Физическое явление не сопровождается образованием новых веществ; оно проявляется в изменении формы тела или агрегатного состояния вещества.

Химическое явление (химическая реакция) заключается в превращении веществ, в результате которого образуется одно или несколько новых веществ.

?

1. Перечислите признаки, которые свидетельствуют, что при разложении перманганата калия и горении магния происходят химические реакции.

2. Приведите 2—3 примера химических реакций.

3. Дайте определение химической реакции.

4. Приведите примеры (помимо тех, которые даны в § 1.4) физических и химических явлений.

5. Приведите примеры химических реакций, происходящих в природе.

▲ 6. Попытайтесь установить, какой процесс — химический или физический — происходит в каждом из следующих случаев:

— вытягивание медной проволоки из медного стержня,

— образование ржавчины на железных предметах,

— почернение серебра (серебряных украшений, ложек и т. д.),

— перегонка сырой нефти для получения бензина,

— выветривание горных пород,

— испарение воды из озера,

— кипячение воды в чайнике,

— сжигание бензина в двигателе внутреннего сгорания.

▲ 7. Как можно воздействовать на вещество или смесь веществ, чтобы произошла химическая реакция? Приведите 2—3 примера.

▲ 8. Перечислите условия возникновения и течения химических реакций.

9Т. Среди указанных процессов нехимическим является: а) выпечка хлеба; б) кипение воды; в) горение угля; г) разложение перманганата калия при нагревании.

10. Как для испарения воды (превращения ее из жидкого состояния в газообразное), так и для ее разложения (превращения в два газа), требуется затрата энергии. Каким из перечисленных процессов соответствуют числовые значения количества затрачиваемой энергии: 2,26 и 13,43 кДж/г? Попробуйте объяснить.

§ 1.5. ЗАДАЧИ ХИМИИ

Сырье
Продукты
Технологический процесс
Химическая промышленность
Химическая форма движения материи

Химия изучает свойства веществ, проявляющиеся во взаимодействии с другими веществами, т. е. химические реакции.

Действительно, какими свойствами характеризуется вещество? Перечислим еще раз некоторые из них. Это цвет, плотность, температура плавления, температура кипения, твердость, вязкость, электрическая проводимость, теплопроводность... — но ведь это все физические свойства, характеризующие соответствующие образцы веществ. Химические свойства проявляются в химических реакциях при превращении самого вещества (например, разложение на более простые: перманганат калия разлагается, как мы видели, на новые вещества) или при его взаимодействии с другими веществами (например, в реакциях соединения: магний соединяется с кислородом воздуха).

Изучение законов, управляющих превращениями веществ в зависимости от их состава, строения и внешних факторов, к которым надо отнести, в первую очередь, температуру, давление, присутствие других веществ является основной задачей химии как науки.

Давайте обсудим еще раз упомянутые в предыдущем параграфе химические реакции. Чем они вызывались?

Разложение перманганата калия — нагреванием. Взрыв смеси бертолетовой соли и фосфора — их контактом и давлением. Горение магния — контактом его с кислородом воздуха и нагреванием одновременно.

В то же время вольфрамовая нить в электрической лампочке не подверглась химическому изменению, несмотря на сильное нагревание, так как внутри лампочки отсутствует вещество — кислород, с которым вольфрам мог бы соединиться.

Результатом развития химии как науки является разработка технологических процессов производства из определенных веществ — сырья — новых веществ — продуктов.

В настоящее время человечество располагает сведениями о более чем 20 млн химических соединений. Ежегодно синтезируется еще около 200—500 тыс., в том числе в России более 10 тыс. Мировая химическая промышленность производит в год более 120 тыс. различных продуктов.

Химическая промышленность развивается быстрее, чем любая другая. Особенно высок темп развития производства полимерных материалов, минеральных удобрений и ряда других продуктов. Обратим к тому же внимание на огромные масштабы производства (миллионы тонн!) некоторых веществ, например азота, кислорода, хлора, углекислого газа, аммиака, кислот: серной, азотной, фосфорной, соляной, негашеной извести, соды, едкого натра, этилена, не говоря уже о продукции металлургической промышленности и производстве пластмасс.

Создание и производство веществ и материалов на их основе — одна из важнейших задач химии.

Также важной задачей является химизация производства. Это означает замену физического воздействия на природные ресурсы или сырье химическим. Так, применение гербицидов или дефолиантов в сельском хозяйстве — пример замены механического удаления сорняков (прополки) или листьев (при уборке хлопчатника) химическим воздействием.

Другой пример. Известно, что большое количество нефти, особенно нефти большой вязкости, остается неизвлеченной при обычном способе добычи. Текучесть нефти можно увеличить повышением температуры, для этого в скважины нагнетают горячую воду или перегретый водяной пар — это физическое воздействие. По другому способу в пласт направляют воздух и нефть поджигают. Теплота химической реакции горения части нефти служит для нагревания и соответственно уменьшения вязкости остальной нефти, что облегчает подачу нефти на поверхность и более полную ее добычу. По третьему способу в скважину заливают соляную кислоту, которая реагирует с окружающими нефтяной пласт карбонатными горными породами с выделением газа (углекислый газ), и газ вытесняет нефть на поверхность.

Химическая технология используется человеком с момента применения огня как средства воздействия на вещество. В настоящее время химическая промышленность с полным правом относится к числу отраслей, в наибольшей степени определяющих технический прогресс.

Очень важная на сегодняшний день задача химии — защита окружающей среды. Вы знаете, что большинство современных производств использует не все сырье, в результате чего образуются так называемые отходы. Это шлаки доменного производства, отвалы угольных карьеров, дымовые газы тепловых электростанций и т. д. Вы можете сами привести подобные примеры. Задача химической науки — вовлечь промышленные отходы в производство, создать максимально безотходные технологии. И эта задача уже решается. Например, отходы фосфорной промышленности — фосфогипс — используются как сырье в производстве цемента.

И наконец, среди других наук химия, имеющая в своей основе физику, в свою очередь является основой других наук, в частности биологии (в живой природе) и геологии (в неживой). Как нельзя заниматься химией без знания физики и математики, так нельзя изучать биологию, геологию и другие науки без знания химии.

Химия решает следующие задачи:
изучение законов химических превращений (реакций);
создание и производство новых веществ и материалов на их основе;
химизация производства;
защита окружающей среды;
создание научного фундамента других наук.



1. Назовите 5—10 веществ, производимых промышленностью. Где используются эти вещества?

2. Приведите пример химического способа защиты окружающей среды.

3. Поясните на известных вам примерах основные задачи химии в настоящее время.

4. Какие, на ваш взгляд, задачи будет решать химия в 2010 году? А в 2500 году?

ГЛАВА 2

Химический элемент

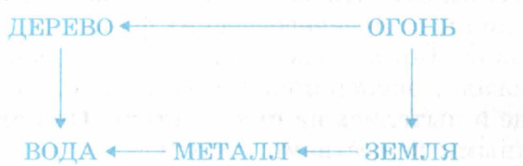
§ 2.1. СТАНОВЛЕНИЕ ПОНЯТИЯ

Химический элемент
Атом
Изотопы

Нас окружает вещественный мир. Наблюдая природу, мы видим в ней практически бесконечное разнообразие веществ и их сочетаний. И первый вопрос, который возник перед наукой о природе, был вопрос о том, из чего состоят тела, объекты природы.

Наука о природе возникла на определенном этапе развития человеческого общества около двух с половиной тысяч лет назад. Наибольшего развития она достигла, согласно современным историческим воззрениям, в Древней Греции и, возможно, в Китае и Индии. Там и появились первые представления об элементах как началах природы, из которых создается все разнообразие веществ.

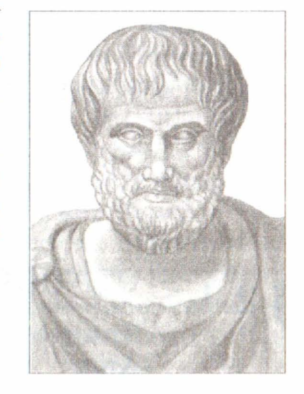
Древнегреческий философ Эмпедокл (ок. 490—430 гг. до н. э.), основываясь на представлениях своих предшественников, создал учение о четырех элементах природы: земля, вода, воздух и огонь. Несколько иная схема появилась в Китае (VI—V вв. до н. э.); она показывает связь элементов между собой:



Алхимики добавили еще три элемента: горючесть, растворимость и металличность.

Слово «алхимия» — синоним слова «химия», только с арабской приставкой, так как химическое учение пришло

АРИСТОТЕЛЬ
(384—322 гг. до н. э.)



Величайший мыслитель древнего мира Аристотель (это имя вам должно быть известно — Аристотель был учителем Александра Македонского) добавил к элементам Эмпедокла еще четыре «принципа»-сущности и развил стройное учение об образовании всех веществ путем комбинаций:



в Европу именно от арабов (вспомните завоевания арабов в VII—VIII вв.).

Происхождение самого слова «химия» до сих пор точно не установлено. По одной из версий, оно родственно древнему названию Египта — «Хем», где практическая химия достигла наивысшего расцвета (в Древнем Египте выплавлялись металлы и сплавы, производились керамика и стекло, краски, парфюмерия, имитировались драгоценные камни и т. д.). По другой версии, это слово греческого происхождения и имеет общий корень со словом «хюма» (литье) или «химевсис» (смешивание).

Термин «алхимия» закрепился за определенным этапом развития химии. Основываясь на учении Аристотеля и наблюдая взаимные превращения веществ, алхимики не видели причин, почему в результате таких превращений нельзя получить золото, что часто было целью их поисков.

В отличие от древнегреческих философов, которые лишь наблюдали мир и умозрительно его объясняли, алхимики действовали, экспериментировали, т. е. задавали вопросы природе и пытались на них ответить. Они ставили опыты с различными веществами, результатом которых явилась и разработка способов воздействия на вещество (нагревание, смешивание, измельчение, перегонка и т. д., рис. 2.1 и 2.2), и открытие новых, не существующих в природе веществ, примерами которых могут служить минеральные кислоты, щелочи, соли и др.

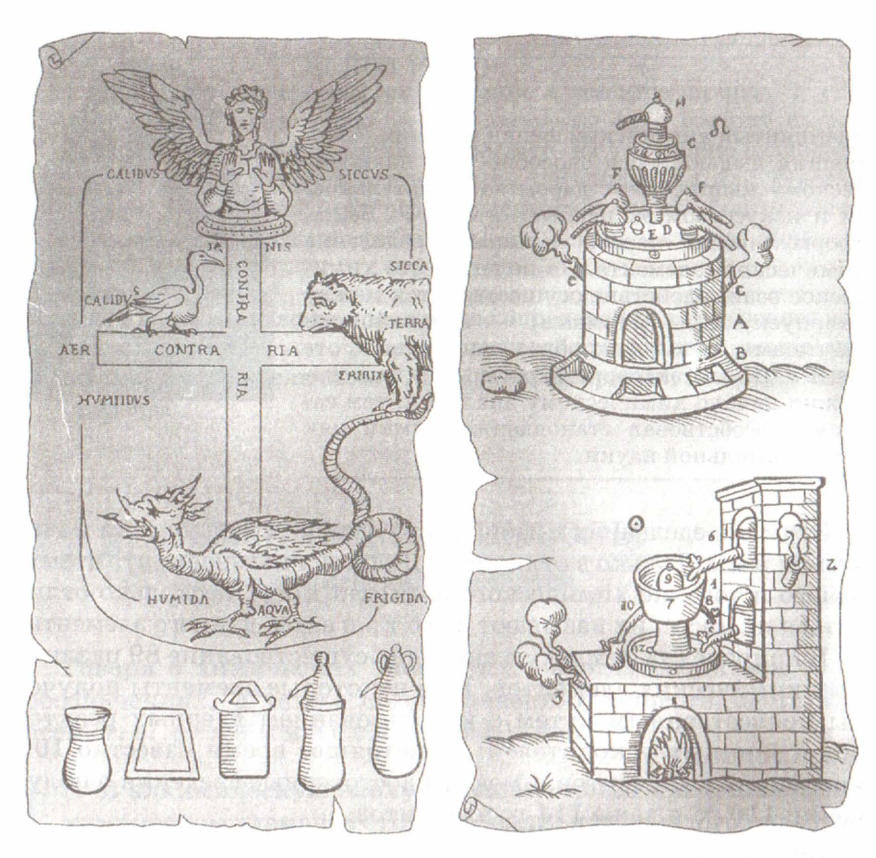


Рис. 2.1. Алхимические символы и сосуды

Рис. 2.2. Печи для перегонки

Английскому ученому Р. Бойлю принадлежит заслуга введения в науку понятия о *химическом элементе* как составной части вещества. Он назвал химическим элементом вещество, которое нельзя разложить на более простые вещества. С именем Бойля связано становление химии как науки.

Другой английский ученый Д. Дальтон в начале XIX в. связал понятие о химическом элементе с атомной гипотезой о строении вещества. Он постулировал[1], что **химический элемент — это определенный вид атомов.** Атомы одного элемента одинаковы, атомы разных элементов отличаются своей массой.

---

[1] Постула́т — исходное положение, принимаемое без доказательства.



РОБЕРТ БОЙЛЬ
(1627—1691)

Знаменитый английский физик и химик, сочетавший выдающуюся способность к аналитическому мышлению с даром наблюдательности и искусством экспериментатора. Р. Бойль сформулировал первое научное определение химического элемента. Он полагал, что химическое взаимодействие осуществляется между «корпускулами» (атомами) — мельчайшими частицами, из которых образованы тела.
Ввел в химию экспериментальный метод, положил начало химическому анализу и тем самым способствовал становлению химии как самостоятельной науки.

Этим определением химического элемента фактически пользуемся и мы. Только в отличие от Дальтона мы знаем, что атомы одного и того же химического элемента могут несколько отличаться по массе, их называют изотопами данного элемента.

В природе (на Земле) установлено существование 89 различных химических элементов. Еще некоторые элементы получены искусственным путем с использованием ядерных реакторов и мощных ускорителей: в настоящее время известно 109 химических элементов; имеются достоверные сведения о получении 110-го и даже 114-го элементов.

Химический элемент — это определенный вид атомов. Число элементов ограничено, а их комбинации создают все многообразие веществ.



ДЖОН ДАЛЬТОН
(1766—1844)

Выдающийся английский физик и химик. Основоположник атомных представлений в химии. Впервые ввел понятие «атомный вес» и составил таблицу относительных атомных и молекулярных масс, приняв атомную массу водорода за единицу. Определил относительные молекулярные массы воды, аммиака, серной кислоты, оксидов азота и углерода.
Д. Дальтон ввел в химию символы элементов и формулы соединений, высказал идею об определенных количественных соотношениях атомов в соединениях.

?

1. Аристотель дал такое определение элементов природы: «Все окружающее представляет собой элементы либо состоит из элементов... Элемент представляет собой то, на что можно разложить другие тела и что существует в них потенциально или действительно, но не может быть разложено само ни на что более простое или отличное от самого себя». Можете вы оспорить это определение?

2*. Р. Бойль предложил следующее определение химического элемента: «Элемент — это вещество, которое при химическом превращении всегда увеличивает свой вес». Покритикуйте! Приведите примеры.

§ 2.2. ХИМИЧЕСКИЕ СИМВОЛЫ

Знаки химических элементов

Говоря о химических элементах, надо договориться об их обозначениях, а также об обозначениях веществ, понятных всем, т. е. о химическом языке.

В алхимическую эпоху (и ранее), когда представления о химическом элементе отсутствовали, для каждого известного алхимикам вещества использовались собственные обозначения (рис. 2.3).

Так как число получаемых веществ непрерывно возрастало, то появлялись все новые знаки, причем у разных исследователей, естественно, разные. Эти знаки-символы не несли никакой информации о веществе — в химии не было языка, понятного всем.

Вводя в химию понятие об элементе как определенном виде атомов, Дальтон в 1808—1810 гг. предложил обозначить символами не вещества, а атомы в составе вещества (рис. 2.4).

Современную химическую символику разработал шведский ученый Й. Берцелиус в 1814 г.

В настоящее время химический элемент обозначается первой или первой и одной из последующих букв его латинского названия. В таблице 2.1 приведены примеры.

Железо ...
Воздух ...
Серебро ...
Вода ...
Огонь ...
Масло ...
Сера ...
Свинец ...
Земля ...
Стекло ...

Рис. 2.3. Алхимические обозначения

Водород ...
Кислород ...
Вода ...
Аммиак ...
Серная кислота ...
Метан ...

Рис. 2.4. Символы элементов и соединений по Д. Дальтону

Названия некоторых химических элементов *Таблица 2.1*

Название химических элементов	Химический символ	Произношение химического символа
Азот	N	Эн
Алюминий	Al	Алюминий
Аргон	Ar	Аргон
Водород	H	Аш
Гелий	He	Гелий
Железо	Fe	Феррум
Калий	K	Калий
Кальций	Ca	Кальций
Кислород	O	О
Магний	Mg	Магний
Марганец	Mn	Марганец
Медь	Cu	Купрум
Натрий	Na	Натрий
Сера	S	Эс
Серебро	Ag	Аргентум
Углерод	C	Цэ
Фосфор	P	Пэ
Хлор	Cl	Хлор
Цинк	Zn	Цинк

ЙЕНС ЯКОБ БЕРЦЕЛИУС
(1779—1848)



Известный шведский химик и минералог. Составил таблицу атомных весов элементов (относительно кислорода), отличавшихся по тому времени большой точностью. Разработал систему химической символики, которой мы пользуемся и в настоящее время; введение знаков-символов химических элементов облегчило обмен информацией, что способствовало ускорению развития химической науки. Создал первую теорию строения вещества. Неорганическая химия обязана Берцелиусу открытием ряда элементов: церия, селена, кремния, циркония, тантала и ванадия.

Все названия химических элементов и их обозначения вы найдете в таблице, помещенной на форзаце учебника.

Таблица представляет собой выражение Периодического закона, открытого великим русским химиком Д. И. Менделеевым в 1869 г. С этим законом вы познакомитесь позже, а пока будете просто пользоваться таблицей Менделеева.

Она содержит все известные человеку природные и полученные искусственно химические элементы.

В каждой клетке таблицы, помимо обозначения и названия элемента, записаны два числа: верхнее — порядковый номер элемента в таблице, нижнее — атомная масса элемента (см. § 2.3).

Химический элемент обозначается первой или первой и одной из последующих букв его латинского названия. Все известные химические элементы содержатся в таблице элементов Д. И. Менделеева.

?

1. Найдите в таблице Менделеева элементы, символы которых начинаются с букв: H, N, O, C. Назовите их.

2*. Выпишите элементы, которые образуют известные вам вещества. Как вы считаете, почему русские названия именно этих веществ отличаются от латинских?

3. Найдите в таблице Менделеева химические элементы, обозначенные символами O, Mn, Mg, S, K, Fe, Al, Ca. Назовите их.

4. Приведен список латинских названий химических элементов: Natrium, Chlorum, Oxygenium, Chromium, Uranium, Argentum, Iodum, Magnesium, Calcium, Sulfur, Wolframium, Mendelevium. Найдите их в таблице Менделеева и выпишите символы этих элементов. Как они называются по-русски?

5. Какие химические элементы названы в честь стран; в честь ученых?

6. В таблице Менделеева, помещенной в этом учебнике, использованы несколько цветов. Найдите в ней элементы, образующие известные вам вещества. Сгруппируйте их по цвету клеток таблицы, в которых эти элементы находятся, и попробуйте найти, в чем состоит отличие этих двух групп веществ.

§ 2.3. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

Масса атома
Атомная единица массы
Относительная атомная масса

В таблице Менделеева элементы располагаются, как правило, в порядке возрастания их атомных масс. А в каких единицах эти массы выражены?

Если воспользоваться обычными единицами массы — граммами, то масса m самого легкого атома — атома водорода — выразится числом 0,000 000 000 000 000 000 000 001 67 г.

Попробуйте прочитать его! Короче его можно записать так: $m(\text{H}) = 1{,}67 \cdot 10^{-24}$ г.

Самые тяжелые атомы, существующие в природе на Земле, принадлежат урану, $m(\text{U}) = 3{,}95 \cdot 10^{-22}$ г.

Очевидно, что оперировать такими числами неудобно. Поэтому для выражения атомных масс была выбрана специальная единица, названная а т о м н о й е д и н и ц е й м а с с ы (а. е. м.).

В настоящее время за атомную единицу массы принята 1/12 массы атома углерода, которая равна $1{,}99 \cdot 10^{-26}$ кг:

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{m(\text{C})}{12} = \frac{1}{12} \cdot 1{,}99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} =$$

$$= 1{,}66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1{,}66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Таким образом, 1 а. е. м. составляет $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ г. О причинах выбора именно этой единицы вы узнаете позже, когда познакомитесь со строением атома.

В химии применяется безразмерная величина — относительная атомная масса. Ее можно найти, сравнивая массы атомов элементов с 1 а. е. м. (рис. 2.5).

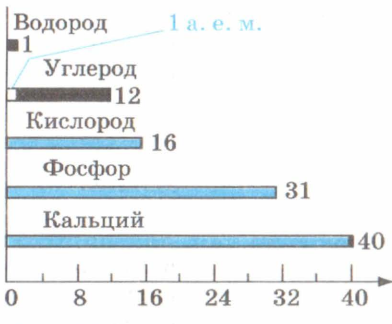


Рис. 2.5. Относительная атомная масса

Относительной атомной массой элемента называется отношение массы атома данного элемента к 1/12 массы атома углерода.

Относительная атомная масса обозначается символом A_r (индекс r — от начальной буквы английского слова relative, что в переводе означает «относительный»).

Не путайте истинную массу атомов, выражаемую в а. е. м., и безразмерную величину — относительную атомную массу элемента.

Например, $A_r(O) = \dfrac{2{,}66 \cdot 10^{-23}}{0{,}166 \cdot 10^{-23}} = 16$ — это относительная атомная масса кислорода, а масса атома кислорода $m(O) = 16$ а. е. м.

В таблице Д. И. Менделеева приведены относительные атомные массы элементов.

В расчетах обычно используют округленные до целых чисел относительные атомные массы (при этом допускается небольшая погрешность). Но в нескольких редких случаях этого сделать нельзя. Так, например, для хлора (*найдите его в таблице*) следует пользоваться значением 35,5.

У одного элемента могут быть атомы с несколько отличающейся массой (мы о них уже говорили, это изотопы, данный термин отражает, что они занимают одно место в таблице, по-гречески «изо» — равный, «топос» — место). Приведенное в периодической таблице значение массы указывает с р е д н ю ю атомную массу изотопов, существующих в природе, с учетом их относительных количеств. Именно ее называют атомной массой химического элемента и используют в расчетах.

Атомная единица массы представляет собой величину, равную $1,66 \cdot 10^{-24}$ г — это 1/12 массы атома углерода, и обозначается а. е. м.

Относительная атомная масса элемента есть отношение массы атома данного элемента к 1/12 массы атома углерода; это безразмерная величина.

Значения относительной массы и массы атома, выраженной в а. е. м., численно совпадают.

Атомная масса элемента, которая указана в таблице Д. И. Менделеева, — это средняя атомная масса изотопов данного элемента.

?

1. Чему равны относительные атомные массы серы, фосфора, азота, хлора?

2. Выпишите точные значения относительных атомных масс указанных ниже элементов и округлите их:
а) кислород;
б) кальций;
в) свинец;
г) медь.

3. Чему равна атомная масса водорода, выраженная в относительных атомных единицах массы и в граммах?

4. Во сколько раз атомная масса кислорода больше, чем водорода; магния, чем углерода; меди, чем серы; железа, чем кислорода?

5. Атомная масса урана равна 238 а. е. м. Во сколько раз атомная масса урана больше, чем атомная масса водорода; кислорода; олова?

▲ **6*.** В природе существуют два изотопа углерода с относительными атомными массами 12 точно (по определению а. е. м.) и 13,003, причем содержание атомов первого составляет 98,89%. Вычислите относительную атомную массу элемента углерода. Сравните полученное вами значение с тем, которое приведено в таблице Менделеева.

▲ **7*.** Найдите в таблице Менделеева элементы, приведенные в табл. 2.1, атомные массы которых, по вашему мнению, округлять до целых чисел не следует.

▲ **8.** В земной коре содержание натрия и калия (по массе) примерно одинаково. Каких атомов больше?

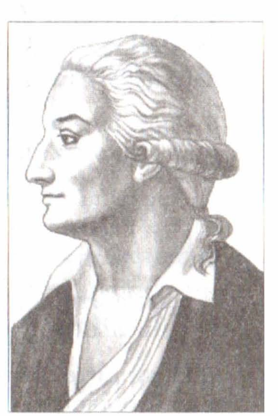
§ 2.4. ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

Простое вещество
Химическая формула
Молекула
Индекс
Сложное вещество

Еще А. Лавуазье подразделял химические, как он говорил, тела на простые и сложные. После торжества идей атомистики стало ясно, что речь идет о веществах, состоящих из атомов одного или нескольких химических элементов.

Если вещество состоит из атомов одного элемента, оно называется простым. Его химическая формула записывается в виде знака — символа элемента. Например, медь — простое вещество — обозначается Cu; кремний — Si и т. д.

Наименьшие частицы простого вещества могут содержать и больше одного атома. Такие частицы называют молекулами. Например, из двухатомных молекул состоят некоторые неметаллы в газообразном состоянии: водород H_2 (читается «аш-два»), кислород O_2 («о-два»), хлор Cl_2 («хлор-два»). Из этих формул вы видите, что число, записанное справа внизу при символе элемента, означает число атомов в молекуле. Это число называется индексом. Молекулы простых веществ могут содержать и больше двух атомов, например, озон O_3 («о-три»), белый фосфор P_4 («пэ-четыре»).



АНТУАН ЛОРАН ЛАВУАЗЬЕ
(1743—1794)

Выдающийся французский химик, академик Парижской академии наук.
В 1789 г. Лавуазье опубликовал «Начальный курс химии», в котором была приведена «таблица простых тел». В этот список простых веществ вошли 23 элемента и некоторые соединения. В 70-х гг. XVIII в. Лавуазье приступил к решению наиболее важной проблемы химии — изучению процессов горения и дыхания, которые рассматривали тогда с позиции теории флогистона, носителя «горючести» тел. Ученому потребовалось около двух десятилетий работы, чтобы доказать на основе многочисленных количественных анализов продуктов реакций, что горение — это соединение веществ с кислородом. Лавуазье независимо от Ломоносова сформулировал и экспериментальным путем доказал закон сохранения массы (1787—1788).

Если вещество состоит из атомов разных элементов, оно называется **сложным веществом** или **соединением**. Например, сложными веществами являются вода — в ней на два атома водорода приходится один атом кислорода, ее химическая формула H_2O (читается «аш-два-о»); углекислый газ CO_2 («цэ-о-два»); поваренная соль NaCl («натрий-хлор»); серная кислота H_2SO_4 («аш-два-эс-о-четыре»).

Таким образом, формула выражает состав вещества (рис. 2.6). Она показывает, атомы каких элементов и в каких соотношениях соединяются между собой, образуя данное вещество.

Символы

H_2SO_4

Индексы

Рис. 2.6. Формула серной кислоты

Простое вещество состоит из атомов одного элемента. Сложное вещество состоит из атомов разных элементов.

Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каких соотношениях соединены между собой.

Числа, которые показывают, сколько атомов содержится в молекуле, называются индексами.

?

1. Что означает запись Zn, C, O_2, H_2O, Hg?

2. Прочитайте вслух химические формулы следующих веществ: азот N_2, железо Fe, хлор Cl_2, соляная кислота HCl, сода Na_2CO_3, перманганат калия $KMnO_4$, гидроксид натрия NaOH.

3. Соотношение атомов серы и кислорода в молекуле сернистого газа равно 1:2. Как записать формулу этого вещества?

4. Прочитайте следующие химические формулы: I_2, KCl, P_2O_5, Al_2O_3, Fe_2O_3, MgO, $CaSO_4$. Укажите символы элементов и индексы при них.

5. Напишите химические формулы перечисленных веществ: вода, углекислый газ, кислород, поваренная соль, медь, серная кислота.

6. Напишите известные вам формулы простых веществ металлов и неметаллов.

7*. В каждой группе веществ найдите «лишнее», которое отличается от остальных по какому-либо признаку:
а) H_2O, Al_2O_3, H_2CO_3, Cu, NaCl;
б) Cl_2, H_2O, S, H_2, Fe;
в) CO_2, FeO, Al_2O_3, H_2SO_4, H_2O.

8Т. Сложное вещество — это: а) вещество, которого нет в учебнике; б) вещество, состоящее из атомов разных химических элементов; в) вещество, неизвестно из чего состоящее; г) смесь веществ; д) неизвестное вещество; е) вещество, молекулы которого состоят больше чем из одного атома.

9Т. Простое вещество — это: а) известное всем вещество; б) бесцветное вещество; в) индивидуальное вещество; г) вещество, состоящее из атомов одного химического элемента.

§ 2.5. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКОЙ ФОРМУЛЕ

Массовая доля элемента
Относительная молекулярная масса

Знание химической формулы вещества позволяет выполнять важные для практики расчеты.

Одним из таких расчетов является определение количественного состава вещества. При этом обычно имеется в виду не численное соотношение атомов в молекуле (оно чаще всего очевидно), а относительное содержание количества (массы) некоторого элемента в данном веществе, которое определяется массовой долей (обозначается английской буквой w (дабл'ю) — первой буквой английского слова weigt — вес). **Массовой долей химического элемента в веществе называется отношение массы атомов данного элемента в формуле вещества к сумме масс всех атомов в этой формуле.**

Например, в воде массовая доля водорода

$$w(\mathrm{H}) = \frac{2A_r(\mathrm{H})}{2A_r(\mathrm{H}) + A_r(\mathrm{O})} = \frac{2}{2 \cdot 1 + 16} = 0{,}11, \text{ или } 11\%.$$

Выражение в знаменателе является относительной молекулярной массой вещества воды, молекула которой содержит 2 атома водорода и 1 атом кислорода и потому имеет массу $M_r(H_2O) = 2A_r(\mathrm{H}) + A_r(\mathrm{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$.

Таким образом, **относительная молекулярная масса M_r вещества равна сумме относительных атомных масс элементов, образующих данное вещество.**

Массовая доля кислорода в воде определяется по формуле

$$w(\mathrm{O}) = \frac{A_r(\mathrm{O})}{M_r(H_2O)} = \frac{16}{18} = 0{,}89, \text{ или } 89\%.$$

Обратите внимание, что сумма массовых долей элементов в веществе равна 1 (или 100%). Это может и должно использоваться для проверки правильности ответа.

Приведем еще один пример задачи с типовой записью решения.

Пусть требуется определить содержание (массовые доли) элементов в серной кислоте H_2SO_4.

Р е ш е н и е:

$$w(\mathrm{H}) = \frac{2A_\text{r}(\mathrm{H})}{M_\text{r}(\mathrm{H_2SO_4})} = \frac{2A_\text{r}(\mathrm{H})}{2A_\text{r}(\mathrm{H}) + A_\text{r}(\mathrm{S}) + 4A_\text{r}(\mathrm{O})} = \frac{2}{98} = 0{,}020,$$

или 2,0%;

$$w(\mathrm{S}) = \frac{A_\text{r}(\mathrm{S})}{M_\text{r}(\mathrm{H_2SO_4})} = \frac{32}{98} = 0{,}327, \text{ или } 32{,}7\%;$$

$$w(\mathrm{O}) = \frac{4A_\text{r}(\mathrm{O})}{M_\text{r}(\mathrm{H_2SO_4})} = \frac{64}{98} = 0{,}653, \text{ или } 65{,}3\%.$$

Зная массовые доли элементов в данном веществе, иными словами, его количественный состав, можно решать два типа задач, которые мы покажем на двух примерах.

Пример 1. Какая масса серы потребуется (минимально, так как неизбежны потери в процессе производства) для производства 10 млн т серной кислоты?

Р е ш е н и е. Содержание серы в серной кислоте, как мы рассчитали выше, составляет 32,7% (массовая доля 0,327). Значит, масса серы в данном количестве кислоты (известный вам процент от числа):

$$m(S) = m(\mathrm{H_2SO_4}) \cdot w(\mathrm{S}) = 10 \cdot 10^6\ (\text{т}) \cdot 0{,}327 = 3{,}27 \cdot 10^6\ \text{т}.$$

Пример 2. Какова масса серной кислоты, которая может получиться (максимально, так как неизбежны потери) в процессе производства при израсходовании 100 т серы?

Р е ш е н и е. Снова используем уже сделанные расчеты и вычислим массу кислоты (найдем число по проценту):

$$m(\mathrm{H_2SO_4}) = m(\mathrm{S}) \,/\, w(\mathrm{S}) = 100\ (\text{т}) \,/\, 0{,}327 \approx 306\ \text{т}.$$

Если в лаборатории получено новое вещество, химическая формула которого еще неизвестна, приходится решать обратную задачу: зная массовые доли элементов, определить химическую формулу вещества.

Покажем решение такой задачи на следующем примере.

Пусть установлено, что вещество, состоящее из углерода и водорода, содержит 75,0% С. Какова формула этого вещества?

Запишем формулу вещества как C_xH_y. Составим уравнение, связывающее известные величины $A_r(C) = 12$, $A_r(H) = 1$, $w(C) = 75{,}0\%$ и $w(H) = 100 - 75{,}0 = 25{,}0\%$ (подобно тому, как это делалось в задачах по расчету массовой доли элементов):

$$w(C) = \frac{x \cdot A_r(C)}{M_r(C_xH_y)} \text{ и } w(H) = \frac{y \cdot A_r(H)}{M_r(C_xH_y)}.$$

Из этих уравнений запишем выражения для x и y и вычислим их отношение:

$$x = \frac{w(C) \cdot M_r(C_xH_y)}{A_r(C)}, \quad y = \frac{w(H) \cdot M_r(C_xH_y)}{A_r(H)};$$

$$x : y = \frac{w(C)}{A_r(C)} : \frac{w(H)}{A_r(H)} = \frac{75,0}{12} : \frac{25,0}{1} =$$
$$= 6{,}25 : 25{,}0 = 0{,}25 : 1 = 1 : 4.$$

Следовательно, в данном веществе числа атомов углерода и водорода относятся как 1 : 4, значит, его формула CH_4, это вещество — метан.

Из этого примера видно, что отношение индексов в формуле соединения $x : y$ равно отношению частных от деления массовых долей элементов на их относительные атомные массы. Используем этот важный вывод для решения более сложной задачи.

Известно, что питьевая (пищевая) сода содержит 27,38% Na, 1,19% H, 14,29% C и 57,14% O. Требуется определить формулу питьевой соды (ее химическое название «гидрокарбонат натрия»).

Решение.

Запишем формулу соды как $Na_xH_yC_zO_u$. Тогда

$$x : y : z : u = \frac{w(Na)}{A_r(Na)} : \frac{w(H)}{A_r(H)} : \frac{w(C)}{A_r(C)} : \frac{w(O)}{A_r(O)} =$$

$$= \frac{27,38}{23} : \frac{1,19}{1} : \frac{14,29}{12} : \frac{57,14}{16} = 1{,}19 : 1{,}19 : 1{,}19 : 3{,}57 =$$
$$= 1 : 1 : 1 : 3.$$

Таким образом, формула гидрокарбоната натрия — $NaHCO_3$.

Массовая доля элемента (w) показывает, какую часть (долю) составляет масса данного элемента от всей массы вещества.

Зная массовую долю элемента, можно определить содержание элемента в любом количестве вещества.

Относительная молекулярная масса M_r вещества равна сумме относительных атомных масс элементов, образующих данное вещество.

Зная массовые доли всех элементов, составляющих вещество, можно определить химическую формулу вещества.

?

1. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ: азот N_2, железо Fe, хлор Cl_2, соляная кислота HCl, сода Na_2CO_3, перманганат калия $KMnO_4$, едкий натр NaOH.

2. Вычислите массовые доли углерода и кислорода в углекислом газе.

3. Вычислите массу углекислого газа, который образуется при сжигании 1 г угля. (Считайте уголь чистым углеродом. Используйте результаты решения предыдущей задачи.)

4. Вычислите массу углекислого газа, который образуется при сжигании угля в 100 г кислорода. (Используйте результаты решения предыдущих задач.)

5. Вычислите массовые доли натрия и хлора в поваренной соли.

6. Вычислите массу натрия, который может быть получен из 100 г поваренной соли. (Используйте результаты решения предыдущих задач.)

7. Вычислите массу хлора, который может быть получен из 10 г поваренной соли. (Используйте результаты решения предыдущих задач.)

▲ **8*.** Определите химическую формулу оксида марганца, если он содержит 63,2% Mn и 36,8% O.

▲ **9*.** Определите химическую формулу карбоната кальция — основной составной части известняка и мела, — содержащего 40% Ca, 12% C и 48% O.

▲ **10*.** Используя не очень совершенное оборудование, А. Лавуазье нашел, что в воде на каждые 15 весовых частей водорода приходится 85 частей кислорода. Найдите формулу воды по этим данным. Каковы на самом деле массовые доли водорода и кислорода в воде?

ГЛАВА 3

Количественные соотношения в химии

§ 3.1. ВАЛЕНТНОСТЬ. СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ

Валентность
Высшая валентность
Низшая валентность

Вы уже обратили внимание на то, что химические формулы веществ показывают, что атомы соединяются между собой в различных количественных соотношениях. Так, в воде (формула H_2O) на один атом кислорода приходится два атома водорода, а в углекислом газе (CO_2) на один атом углерода — два атома кислорода.

Способность атомов присоединять или замещать в соединении определенное число атомов других элементов называется валентностью элемента.

С одним атомом одновалентного элемента соединяется один атом другого одновалентного элемента, с атомом двухвалентного — два атома одновалентного или один атом двухвалентного, с двумя атомами трехвалентного элемента — три атома двухвалентного и т. д.

Таким образом, валентность элемента можно представить как число, которое показывает, сколько атомов одновалентного элемента может присоединить атом этого элемента. Это число записывается римскими цифрами.

Запомните два основных правила, которые помогут вам определять валентность элементов в их соединениях.

1. Валентность водорода принимают за единицу (I). Тогда в соответствии с формулой воды H_2O валентность кислорода равна II.

2. Кислород всегда проявляет в своих соединениях валентность II. Этим правилом руководствуются при определении валентности элементов в соединениях с кислородом. Тогда очевидно, что в углекислом газе CO_2 валентность углерода равна IV.

Пока вы подробно не познакомились со строением атома (об этом речь пойдет в гл. 10), ограничимся лишь указанием, как определять валентность, исходя из положения элемента в таблице элементов Д. И. Менделеева. При этом воспользуемся классификацией веществ на металлы и неметаллы.

У элементов-металлов, находящихся в группах А (соответствующие клетки таблицы окрашены в красный цвет), валентность равна **номеру группы.** Группы элементов находятся в вертикальных столбцах таблицы. (*Сколько всего групп в таблице Менделеева?*)

У элементов-неметаллов (окрашены в синий цвет) проявляются в основном две валентности: высшая, равная номеру группы, и низшая, равная разности между числом 8 (это общее число групп в таблице) и номером группы, в которой находится данный элемент. Например, сера S имеет валентность, высшую VI и низшую II, фосфор P — валентности V и III.

При соединении металлов с неметаллами последние проявляют низшую валентность.

Зная валентности элементов, можно составить формулу их соединения. Рассмотрим несколько примеров.

Составим формулу соединения натрия с хлором.

Натрий (*найдите его символ в таблице*) находится в IA группе, он металл, следовательно, его валентность равна I.

Хлор (*найдите его в таблице*) — неметалл, находится в VIIA группе, может проявлять высшую валентность VII и низшую VIII – VII = I. Так как натрий — металл, то хлор в соединении с ним проявляет низшую валентность, т. е. I. Следовательно, в этом соединении оба элемента одновалентны, формула их соединения — NaCl. Это хорошо известная вам поваренная соль, или хлорид натрия.

Предлагаем вам запомнить несколько правил для составления химических формул соединений неметаллов между собой (конечно, как и всякие правила, они имеют исключения, но мы пока о них говорить не будем, а кто желает — может почитать учебник для 9 класса).

Низшую валентность проявляет тот из двух элементов в соединении, который находится в таблице Менделеева правее, или выше, или одновременно правее и выше второго, который проявляет высшую валентность. Так, в соединении серы (*найдите ее в таблице и определите высшую и низшую валентности*) с кислородом она проявляет высшую валентность VI, а кислород — низшую II. Таким образом, формула соединения (оксида серы) будет SO_3.

В соединении алюминия с кислородом (*найдите их и определите валентности*) первый проявляет высшую валентность III, а второй — низшую II. Таким образом, формула Al_2O_3 — оксид алюминия.

Вы, вероятно, обратили внимание, что в формулах соединений атом неметалла, проявляющий низшую валентность, всегда стоит на втором месте, а название такого соединения оканчивается на «-ид».

Теперь составим формулу соединения фосфора с кислородом. Для этого следует произвести следующие действия.

Фосфор P — неметалл, находится в V группе таблицы элементов. Значит, его высшая валентность равна V. Кислород, как вы уже знаете, всегда проявляет валентность II.

В соединении атомы не могут иметь свободных валентностей, поэтому общее число валентностей атомов фосфора в соединении с кислородом должно быть равно суммарной валентности атомов кислорода. Такая суммарная валентность есть наименьшее общее кратное[1] между численными значениями валентностей P и O, т. е. она равна десяти.

Поскольку фосфор пятивалентен, суммарной валентности (десяти) соответствуют два атома P. Аналогично устанавливаем, что суммарную валентность (десять) имеют пять атомов кислорода.

Таким образом, молекулу соединения фосфора с кислородом образуют два атома P и пять атомов O. Формула вещества P_2O_5.

Все описанные выше действия можно обобщить в виде таблицы 3.1.

Таблица 3.1

Последовательность действий	Составление формулы оксида фосфора
1. Записывают символы элементов	P O
2. Определяют валентности элементов	V II
3. Находят наименьшее общее кратное между численными значениями валентностей	10

[1] Вспомните из курса математики, что такое наименьшее общее кратное.

Последовательность действий	Составление формулы оксида фосфора
4. Находят соотношение между атомами элементов (делят найденное наименьшее общее кратное на соответствующую валентность)	2 : 5
5. Записывают индексы при символах элементов	P_2 O_5
6. Формула	P_2O_5

Такой таблицей удобно пользоваться при решении аналогичных задач по составлению химических формул веществ.

Теперь вы сами можете написать формулы любых соединений металлов с неметаллами. Убедитесь, например, что формулы следующих соединений написаны правильно: Na_2S, KBr, Al_2O_3, Mg_3N_2, MgO.

Валентность элемента характеризует способность его атомов присоединять определенное число атомов других элементов.

За единицу валентности принимают валентность водорода.

Валентность элемента можно определить на основании его положения в таблице Д. И. Менделеева: у металлов А-групп она, как правило, равна номеру группы, в которой он находится; у неметаллов — высшая валентность равна номеру группы, а низшая — разности между числом 8 и номером группы.



1. Какие валентности могут проявлять элементы Cl, N, S?

2. Напишите формулы соединений металлов с неметаллами: кальция с кислородом, алюминия с хлором, натрия с фосфором. Назовите эти соединения.

3. Напишите формулы соединений неметаллов между собой: серы с фтором, фосфора с кислородом, кремния с кислородом. Назовите их.

▲ **4*.** Можете ли вы написать формулу соединения кислорода с хлором, пользуясь приведенными в тексте параграфа правилами? Объясните почему.

Приведите еще один вариант задания, аналогичный этому.

▲ **5*.** Чему равны валентности меди, железа и марганца в оксидах CuO, FeO, Fe_2O_3, MnO_2 и Mn_2O_7? Почему не все они подчиняются данным в тексте правилам? (Обратите внимание, в каких группах находятся эти элементы.)

§ 3.2. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Постоянство состава
Избыток вещества

Проявление элементами определенных валентностей (напомним, что такое валентность: способность атомов элементов присоединять определенное число других атомов) приводит к тому, что атомы соединяются не в произвольных, а только в некоторых соотношениях, которые задаются валентностями элементов. Так, например, природный газ метан, являющийся соединением *четырехвалентного* углерода и *одновалентного* водорода, имеет формулу, т. е. состав, CH_4, независимо от того, каким способом или из каких источников он был получен.

В этом заключается закон постоянства состава, который можно сформулировать так:

индивидуальные вещества имеют постоянный состав независимо от способов и источников их получения.

В каких бы относительных количествах мы ни взяли исходные вещества, соотношение масс соответствующих элементов в соединении, которое получается в результате химической реакции, будет одним и тем же. Другими словами, состав образующегося вещества будет один и тот же. Если взятые для реакции получения данного соединения количества исходных веществ не соответствуют их соотношению в химической формуле соединения, одно из исходных веществ останется в избытке.

Например, в воде H_2O на каждые 2 г водорода приходится 16 г кислорода (так как атомная масса водорода равна 1 и атомная масса кислорода равна 16). Если мы подожжем смесь, содержащую, скажем, 5 г водорода и 16 г кислорода, то только

2 г водорода войдет в состав воды (вместе с 16 г кислорода), а 3 г водорода останутся в избытке.

Более того, состав соединения не зависит и от реакции, используемой для его получения.

Так, например, вода имеет состав, формулу H_2O независимо от того, получена ли она в результате реакции соединения кислорода с водородом, или путем реакции горения бытового газа метана, или каким-либо другим способом.

Атомы элементов соединяются, образуя химическое соединение, только в определенных массовых соотношениях, которые задаются их валентностями.

Состав вещества один и тот же независимо от способа его получения.

?

1. В каких массовых соотношениях находятся: а) кальций и кислород в оксиде кальция; б) алюминий и хлор в хлориде алюминия; в) натрий и фосфор в фосфиде натрия?

2*. В сосуде, содержащем 1 г кислорода, сожгли 1 г фосфора. Какие вещества и в каком количестве (по массе) оказались в сосуде по окончании реакции? Какое вещество-реагент, т. е. какое из исходных веществ, оказалось в избытке?

3. В сосуде, содержащем 1 г кислорода, сожгли 1 г кремния. Какие вещества и в каком количестве (по массе) оказались в сосуде по окончании реакции?

4. В каких массовых отношениях надо взять железо и серу, чтобы в результате реакции получить только химическое соединение сульфид железа FeS (без примеси серы или железа)?

§ 3.3. УРАВНЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Уравнение химической реакции
Коэффициенты

Теперь вы имеете достаточные знания, чтобы с помощью химических формул описать химический процесс, заключающийся в превращении одних веществ в другие. Такое описание производится путем составления уравнений химических реакций.

В левой части уравнения химической реакции записываются формулы реагирующих веществ, а в правой — формулы образовавшихся веществ, т. е. продуктов реакции.

Начнем с простейших реакций (они и на самом деле были первыми, изученными химиками).

При горении угля, состоящего в основном из углерода, происходит реакция соединения углерода с кислородом воздуха. Этот процесс записывается в виде уравнения:

$$C + O_2 = CO_2.$$

При горении водорода образуется оксид водорода — вода:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O.$$

Чтобы число атомов каждого элемента слева и справа было одинаковым (ведь в уравнении указан знак равенства), необходимо перед формулами водорода и воды поставить коэффициенты — числа перед формулами веществ в уравнении реакции. Коэффициент 1 (например, перед формулой кислорода в вышеприведенном уравнении) никогда не ставится. В подборе коэффициентов и состоит проблема составления уравнений химических реакций, если, конечно, известны их продукты. Приведем несколько примеров.

При горении природного газа метана (это одно из соединений водорода с углеродом, оно упоминалось в параграфе 2.5, *найдите его*) происходит реакция, которая записывается таким уравнением:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O.$$

При разложении перманганата калия (его формула $KMnO_4$), как об этом говорилось в гл. 1, образуются три вещества:

$$\underset{\text{Фиолетовый}}{2KMnO_4} = \underset{\text{Зеленый}}{K_2MnO_4} + \underset{\text{Черный}}{MnO_2} + O_2\uparrow.$$

Стрелка около формулы кислорода показывает, что это вещество — газ.

Что надо сделать, чтобы подобрать коэффициенты в уравнении химической реакции? Покажем последовательность необходимых для этого действий на примере составления уравнения реакции между магнием и кислородом (табл. 3.2):

Таблица 3.2

Последовательность действий	Уравнение химической реакции между магнием и кислородом
1. В левой части записывают формулы реагирующих веществ, соединив их знаком «+», а в правой, после черты «—», — формулы образующихся веществ	$Mg + O_2$ — MgO
2. Подбирают коэффициенты для каждого из веществ так, чтобы число атомов каждого элемента в левой части было равно числу атомов каждого элемента в правой части, для чего надо: а) уравнять число атомов кислорода слева и справа, поставив коэффициент 2 перед формулой оксида магния; б) уравнять число атомов магния слева и справа, поставив соответствующий коэффициент перед формулой магния	 $Mg + O_2$ — $2MgO$ $2Mg + O_2$ — $2MgO$
3. Проверяют число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения реакции и ставят знак равенства	$2Mg + O_2 = 2MgO$

Уравнение химической реакции — это представление химического процесса (превращения одних веществ в другие) с помощью химических формул, коэффициентов перед ними и математических знаков.

В уравнении химической реакции число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства одинаково.

?

1. Поставьте пропущенные коэффициенты в уравнениях реакций:
а) ... Ca + ... O_2 = ... CaO;
б) ... Na + ... Cl_2 = ... $NaCl$;
в) ... C + ... CO_2 = ... CO;
г) ... S +... O_2 = ... SO_2.

2. Поставьте пропущенные коэффициенты в уравнениях реакций:
а) ... $CaCO_3$ = ... CaO + ... CO_2;
б) ... $Ca(OH)_2$ = ... CaO + ... H_2O;
в) ... O_3 = ... O_2;
г) ... HgO = ... Hg + ... O_2.

3. Составьте уравнения реакций, происходящих при взаимодействии веществ:
а) натрий + фосфор;
б) натрий + сера;
в) магний + азот;
г) сера + фтор.

4. Напишите уравнения реакций:

а) кальция с кислородом;
б) фосфора с кислородом;
в) алюминия с хлором;
г) кремния с кислородом;
д) алюминия с кислородом.

5. Поставьте в пропущенных местах формулы веществ, а также коэффициенты в следующих уравнениях химических реакций (с учетом того, что коэффициент 1, как мы уже говорили, перед формулой опускается):

а) ... + ... O_2 = ... CuO; б) ... + ... = ... PbO; в) ... + ... O_2 = ... Al_2O_3.

6*. Напишите уравнения реакций:

а) меди с хлором;

б) железа с кислородом;

в) железа с хлором.

(Предварительно посмотрите задание № 5 в § 3.1.)

7*. Углерод образует с водородом огромное число соединений — углеводородов, о чем вы узнаете, познакомившись с органической химией в 9 классе. Их можно записать общей формулой C_nH_m. Напишите уравнение реакции горения такого углеводорода. Обратите внимание на приведенную в тексте реакцию горения метана с образованием оксидов водорода (вода) и углерода (углекислый газ).

§ 3.4. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

Материальный баланс химических реакций
Сохранение массы веществ

Уравнение реакции отражает материальный баланс вступивших в реакцию веществ и продуктов реакции, т. е. равенство их масс. Действительно, число атомов каждого элемента слева и справа в уравнении реакции одно и то же, ведь атомы в химических реакциях не возникают и не уничтожаются. В продуктах реакции те же атомы, что и в исходных веществах, только они находятся в новой комбинации.

Следовательно, **суммарная масса продуктов реакции равна суммарной массе вступивших в химическое взаимодействие веществ**. В этом и состоит закон сохранения массы в химических процессах.

Для нас с вами, знающих, что в химических процессах происходит лишь изменение порядка соединений атомов между собой при сохранении самих атомов, этот закон очевиден. Но следует учесть, что понятие об атомах в химии установилось

лишь в первой половине XIX в., а сам закон был сформулирован более 200 лет тому назад.

Наблюдая и исследуя химические процессы, химики того времени отмечали, что продукты реакции в большинстве случаев по массе отличаются от исходных веществ.

Действительно, сжигая кусочек дерева, они получали значительно меньшую массу золы, чем исходного материала. Наоборот, при обжиге железа они получали бо́льшую массу железной окалины, чем исходного металла. Все это приводило к неправильным выводам, и ошибка химиков заключалась в том, что они не учитывали возможность участия в реакции газов, в частности кислорода воздуха, или образования газообразных продуктов.

Мы с вами можем сейчас на простом опыте подтвердить правильность закона сохранения массы вещества в процессе химического превращения — образования нового вещества. Для этого используем прибор, показанный на рисунке 3.1.

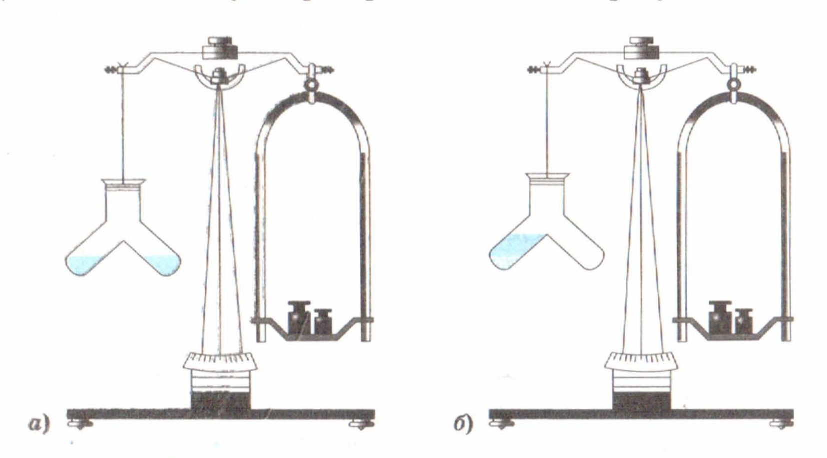


Рис. 3.1. Демонстрация закона сохранения массы в химической реакции

В одно колено подвешенного к коромыслу весов сосуда нальем раствор соды, в другое — известковой воды, заткнем сосуд пробкой и уравновесим (сбалансируем) его на весах. Поворотом подвешенного сосуда сольем растворы из разных колен. Мы *увидим,* что прошла химическая реакция, образовалось новое, нерастворимое в воде вещество мел. Однако баланс весов не нарушился. Общая масса веществ в сосуде, где прошла химическая реакция, не изменилась, хотя вещества изменились.

Замечательный русский ученый Михаил Васильевич Ломоносов (см. § 3.5) впервые доказал, что в результате реакции обжига металлов общая масса продуктов реакции остается равной массе исходных веществ.

Нагревая в запаянном стеклянном сосуде свинец, он установил, что масса сосуда при обжиге свинца (т. е. взаимодействии свинца с кислородом воздуха) не изменилась. Если же после опыта сосуд вскрыть, то в него входит некоторое количество воздуха и масса сосуда, естественно, увеличивается. Тем самым Ломоносов первым показал, что процесс обжига металла — это процесс его соединения с одной из составных частей воздуха (отметим, что состав воздуха в то время еще не был известен).

Уравнение химической реакции отражает материальный баланс вступивших в реакцию веществ и образовавшихся продуктов.

Закон сохранения массы веществ заключается в том, что масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

?

1. В XVII в. большинство ученых-химиков считали, что при длительном хранении на воздухе и особенно при нагревании многие металлы «портятся» и теряют свои полезные свойства (ржавеют, корродируют), так как из них постепенно улетучивается некоторое вещество, названное ими флогистоном. Увеличивалась или уменьшалась при этом масса металлического изделия?

2. После прокаливания перманганата калия в пробирке на воздухе масса твердого остатка оказывается меньше взятой навески вещества. Объясните почему.

3. Почему масса железной окалины больше массы железа? Какие вещества могут входить в состав окалины?

4. Почему масса золы меньше массы сгоревшей древесины?

5. В реторту с зажимом (рис. 3.2) поместили медную стружку, после чего зажим закрыли и сосуд прокалили. (Модель опытов М. В. Ломоносова и Р. Бойля.) Изменилась ли масса реторты после прокаливания? Как изменилась масса реторты после того, как открыли зажим?

Рис. 3.2. Нагревание реторты

§ 3.5. РОЛЬ М. В. ЛОМОНОСОВА В РАЗВИТИИ ХИМИИ

М. В. Ломоносов родился в деревне Денисовке (ныне село Ломоносовка) в семье помора. Стремясь получить образование, в декабре 1730 г. он покинул дом и отправился в Москву, где, выдав себя за сына дворянина, поступил в Славяно-греко-латинскую академию. Недюжинные способности и огромное трудолюбие позволили пытливому юноше быстро продвигаться в изучении наук: за год он оканчивал по 2—3 класса.

В 1735 г. в числе наиболее отличившихся учеников Ломоносов был послан в Петербург для зачисления в Академический университет, а затем в Германию для изучения химии и металлургии.

В 1741 г. после завершения учебы Ломоносов начинает свою разностороннюю научную деятельность в Петербургской академии наук.

В 1745 г. Ломоносов стал первым русским, избранным на должность профессора (академика) химии.

По инициативе Ломоносова в 1758 г. в России была построена первая химическая научно-исследовательская лаборатория, в которой ученый выполнил большую серию опытов. В частности, им были получены разноцветные стекла для мозаичного художества. Позднее Ломоносов построил Усть-Рудицкую фабрику цветных стекол и тем самым создал основу для новой отрасли русской промышленности — производства цветного стекла.

В этой же лаборатории Ломоносов поставил опыты, доказывавшие закон сохранения массы вещества в химических реакциях. Тем самым было опровергнуто мнение Р. Бойля, который ошибочно считал, что увеличение массы обжигаемых металлов происходит за счет присоединения к ним частиц огненной материи.

М. В. ЛОМОНОСОВ
(1711—1766)



Михаил Васильевич Ломоносов — первый русский ученый-естествоиспытатель мирового значения. Человек энциклопедических знаний, разносторонних интересов и способностей, один из основоположников физической химии, поэт, заложивший основы современного русского литературного языка, историк, философ, поборник отечественного просвещения и развития российской науки.

Ломоносов считал, что все изменения, происходящие в природе, «основаны на том, что, сколько отнимется у одного тела, столько прибавится к другому. Таким образом, если где-то материи несколько убудет, то в ином месте ее прибудет. Сколько часов кто посвятил бодрствованию, столько же он отымет от сна».

Ломоносов развил основы атомно-молекулярной теории. «Во тьме должны обращаться физики, а особливо химики, не зная внутреннего нечувствительных частиц строения».

Он систематически проводит мысль о взаимопроникновении наук как об одном из самых эффективных методов развития естествознания. «Химия руками, математика очами физическими по справедливости называться могут».

В своей деятельности Ломоносов руководствовался принципом нерасторжимого единства теории и практики и неуклонно воплощал его в жизнь.

К сожалению, взгляды М. В. Ломоносова, далеко уходящие из своего времени в будущее, по достоинству были оценены только чуть ли не через 150 лет после его смерти.

Научные достижения и философско-просветительские взгляды М. В. Ломоносова по достоинству оценены потомками. Его именем названы город, улицы, площади, его имя носит крупнейшее высшее учебное заведение нашей страны — Московский государственный университет, который был основан в 1755 г. по инициативе Ломоносова.

Высшей наградой Российской академии наук за выдающиеся работы в области естественных и общественных наук является присуждение золотой медали Ломоносова.

§ 3.6. ЕДИНИЦА КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА — МОЛЬ

Моль
Число Авогадро
Молярная масса

Вступающие в химическое взаимодействие вещества могут состоять из атомов, или молекул, или других *частиц*. Количество реагирующего вещества удобно характеризовать числом таких частиц. *Моль* и служит единицей **количества вещества**, определяющей число частиц, из которых это вещество построено. Количество вещества, выраженное в молях, обозначается греческой буквой ν (ню).

АМЕДЕО АВОГАДРО
(1776—1856)

Выдающийся итальянский ученый. На основании многочисленных опытов высказал предположение, что молекулы простых газов (кислорода, азота, водорода, хлора) двухатомны.
Установил один из газовых законов, названный его именем, а именно, что одинаковые объемы любых веществ в газообразном состоянии содержат одинаковое число молекул.
Явился одним из основоположников атомно-молекулярной теории.



Единица измерения — моль — выбрана так, чтобы ею было удобно оперировать в химических расчетах[1].

Вспомним, что такое атомная единица массы (гл. 2, § 2.3). Она связана с массой атома углерода. Определение моля, естественно, также связали с углеродом. Молем назвали количество вещества, содержащего столько структурных единиц (частиц, из которых оно построено), сколько атомов содержится в 12 г углерода (эта величина численно равна атомной массе углерода).

Таким образом, масса 1 моль углерода равна 12 г. Сколько же в нем содержится атомов? Чтобы это узнать, необходимо массу одного моля углерода (12 г) разделить на массу одного атома углерода ($12 \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24}$ г). Это число — число частиц вещества в 1 моль[2] называется **числом Авогадро** (в честь итальянского физика А. Авогадро, см. гл. 5, § 5.2) и обозначается N_A:

$$N_A = \frac{12\ (\text{г/моль})}{12 \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24}(\text{г})} = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ 1/\text{моль}.$$

Число Авогадро надо запомнить.

Итак, моль — единица количества вещества.

1 моль углерода — это $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов C; 1 моль кислорода, состоящего из молекул O_2,— это $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2; 1 моль углекислого газа CO_2 — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2.

---

[1] Например, при покупке куриных яиц мы их считаем десятками, а не штуками, потому что так удобнее.

[2] Когда слово «моль» употребляется как наименование числа, оно не склоняется. Поэтому пишут: «В 1 моль вещества...», но говорят: «В одном моле вещества...»

В то же время 1 моль кислорода содержит 2 моль атомов кислорода, т. е. $2N_A$, или $12,04 \cdot 10^{23}$; 1 моль CO_2 — N_A атомов углерода и $2N_A$ атомов кислорода.

Молярная масса вещества — это отношение массы порции вещества *m* к количеству вещества ν в этой порции:

$$M\ (\text{г/моль}) = \frac{m\ (\text{г})}{\nu\ (\text{моль})}.$$

Таким образом, молярная масса углерода равна:

$$M = \frac{m}{\nu} = \frac{12\ (\text{г})}{1\ (\text{моль})} = 12\ \text{г/моль}.$$

Вычислим молярную массу кислорода. Масса одной молекулы получится при умножении массы атомной единицы на относительную молекулярную массу. Таким образом, для молекулы кислорода O_2 имеем:

$$m(O_2) = 1{,}66 \cdot 10^{-24} \cdot M_r(O_2) = 1{,}66 \cdot 10^{-24} \cdot 32\ \text{г}.$$

Отсюда находим молярную массу кислорода:

$$M(O_2) = m(O_2) \cdot N_A =$$
$$= 1{,}66 \cdot 10^{-24} \cdot 32\ (\text{г}) \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}\ (1/\text{моль}) = 32\ \text{г/моль}.$$

Таким образом, **молярная масса вещества (г/моль) численно равна его относительной молекулярной массе**. Это и понятно, так как по определению моля произведение выраженной в граммах атомной единицы массы ($1{,}66 \cdot 10^{-24}$ г) и числа Авогадро ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$) равно 1.

К такому же выводу о том, что масса моля (в граммах) численно равна относительной молекулярной массе, можно прийти и иначе, на основании следующих рассуждений.

1 моль C и 1 моль O_2 — это одинаковые количества веществ (не массы; *вспомните, в каких единицах выражается количество вещества*), содержащие каждый число частиц (атомов и молекул соответственно), равное числу Авогадро. Масса же одной молекулы O_2 больше массы одного атома C в $M_r(O_2)/A_r(C) = 32/12$ раз, следовательно, во столько же раз больше и масса одного моля, равная, таким образом, 12 г · (32/12) = 32 г.

Запишем это в виде соотношения, из которого ясно видно, что молярная масса кислорода численно равна его относительной молекулярной массе:

$$M(O_2) = M(C) \cdot M_r(O_2)/A_r(C),$$

так как численно равны $M(C) = 12$ г/моль и $A_r(C) = 12$.

Моль — единица количества вещества (ν).

1 моль вещества содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц (число Авогадро N_A), из которых оно построено.

Молярная масса вещества — это отношение массы порции вещества к количеству вещества в этой порции.

?

1*. Что больше, число Авогадро или площадь поверхности планеты Земля, выраженная в квадратных миллиметрах? (Примите площадь поверхности Земли равной $5{,}1 \cdot 10^8$ км^2.)

2. Вычислите молярные массы метана CH_4, воды H_2O, перманганата калия $KMnO_4$.

3. Вычислите количество вещества в 1 г метана.

4. Вычислите количество вещества в 1 л кислорода, считая его плотность равной 1,3 г/л.

5*. В пробирку налили 18 см^3 воды и закрыли ее пробкой, но неплотно, так что каждую секунду из нее улетает 1 млрд молекул. Сколько времени (часов; дней; лет) пройдет, пока вся вода испарится? Попробуйте угадать, а затем сосчитайте.

§ 3.7. РАСЧЕТЫ ПО УРАВНЕНИЯМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Из § 3.4 вы узнали, что уравнение химической реакции отражает материальный баланс процесса. Это позволяет использовать такие уравнения для количественных расчетов. Рассмотрим несколько задач, которые требуется решать на практике.

В промышленности для наполнения резины (т. е. введения в состав резины веществ для придания ей необходимых свойств) применяют сажу, представляющую собой почти чистый углерод; ее получают неполным сжиганием природного газа метана. Вычислим массу метана, необходимого для производства 1000 т сажи.

Решение химической задачи должно начинаться с записи уравнения реакции:

$$\underset{\text{Метан}}{CH_4} + O_2 = \underset{\text{Сажа}}{C} + 2H_2O.$$

Из уравнения этой реакции вы видите, что из 1 моль CH_4 [$M(CH_4) = 16$ г/моль] получается 1 моль С [$M(C) = 12$ г/моль], т. е. для получения 12 г сажи необходимо 16 г метана. Очевидно, что для получения 1000 т сажи нужно во столько раз больше метана, во сколько раз 1000 т больше 12 г, т. е. имеет место прямая пропорциональная зависимость, и мы можем составить следующую пропорцию, обозначив искомую массу метана через x:

$$\frac{x}{16\ (\text{г})} = \frac{1000\ (\text{т})}{12\ (\text{г})}.$$

Отсюда $x = 1000\ (\text{т}) \cdot 16\ (\text{г}) / 12\ (\text{г}) \approx 1300$ т.

Удобна следующая форма записи условия и решения задачи:

$$\begin{array}{lccccccccc} & x\ \text{т} & & & & 1000\ \text{т} & & \\ & CH_4 & + & O_2 & = & C & + & 2H_2O \\ \nu & 1\ \text{моль} & & & & 1\ \text{моль} & & \\ m & 16\ \text{г} & & & & 12\ \text{г} & & \end{array}$$

$$x = \frac{1000\ (\text{т}) \cdot 16\ (\text{г})}{12\ (\text{г})} \approx 1300\ \text{т}.$$

Обратите внимание на выполнение действий с именованными числами. Можно использовать любые удобные единицы измерения, но всегда надо следить за тем, что получается. Поясним сказанное на примере.

Производство и расход метана, как и других газов, определяются, как правило, их объемами, а не массой. Плотность метана при обычных условиях[1] равна 0,7 г/л, или 0,7 кг/м^3, следовательно, в приведенной выше задаче его объем составит:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1300\ (\text{т})}{0{,}7\ (\text{кг/м}^3)} = \frac{1\,300\,000\ (\text{кг})}{0{,}7\ (\text{кг/м}^3)} = 1{,}9 \cdot 10^6\ \text{м}^3.$$

При решении этой задачи вы должны были перевести единицу массы «тонна» в «килограмм». Обратите внимание, кстати, на способ записи больших чисел ($1{,}9 \cdot 10^6$).

Решим еще одну задачу. Для получения кислорода в лаборатории можно использовать реакцию разложения перманганата калия при нагревании. Сколько граммов этого вещества (минимально) надо взять для заполнения кислородом сосуда емкостью 10 л? Плотность кислорода при обычных условиях составляет 1,3 г/л.

[1] Когда говорят «при обычных условиях», имеют в виду условия, близкие к комнатным: температура ~ 20—25 °С, давление ~ 1 атм.

Р е ш е н и е.

$$\begin{array}{lcccc} & x \text{ г} & & & 10 \text{ л} \\ & 2KMnO_4 = & K_2MnO_4 + & MnO_2 + & O_2\uparrow \\ \nu & 2 \text{ моль} & & & 1 \text{ моль} \\ m & 2 \cdot 158 \text{ г} & & & 32 \text{ г} \end{array}$$

Вычислим массу 10 л кислорода:

$$m = \rho \cdot V = 1{,}3 \text{ (г/л)} \cdot 10 \text{ (л)} = 13 \text{ г}.$$

Теперь можно рассчитать x:

$$x = \frac{2 \cdot 158 \text{ (г)} \cdot 13 \text{ (г)}}{32 \text{ (г)}} \approx 128 \text{ г}.$$

Таким образом, для получения 10 л кислорода необходимо взять около 128 г перманганата калия.



1*. Для уничтожения некоторых вредителей в сельском хозяйстве применяется мелкораздробленная сера («серный цвет»), которую получают неполным сжиганием сероводорода H_2S:

$$2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O.$$

Сероводород — Серный цвет

Определите: а) массу H_2S; б) объем H_2S, которые потребуются для получения 1 т серного цвета, если не учитывать потери. [$\rho(H_2S)$ = = 1,5 кг/м^3].

2*. Газовый баллон вмещает около 80 кг углекислоты (жидкий CO_2). Ее можно получить разложением известняка $CaCO_3$ под воздействием высокой температуры (около 1000 °С), которое происходит в соответствии со следующим уравнением реакции:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow.$$

Карбонат кальция — Углекислый газ

Пренебрегая потерями, вычислите массу $CaCO_3$, которая требуется для получения 80 кг CO_2.

3*. Производство некоторых металлов в промышленности основано на взаимодействии их оксидов с алюминием (так называемый алюмотермический способ). Например, так получают титан:

$$TiO_2 + Al \longrightarrow Ti + Al_2O_3.$$

Какое количество (по массе) алюминия расходуется на производство 1 т титана? (Обратите внимание, что выше приведено не уравнение реакции, а схема процесса; уравнение реакции вы должны составить самостоятельно.)

▲ **4*.** В промышленности фосфор получают из природного фосфата кальция (входящего в состав минерала фосфорита, применяемого, также как фосфорное удобрение). Для этого при температуре около 1500 °С в электропечи проводят процесс по следующей схеме:

$$Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 + CO\uparrow + P_4\uparrow.$$

Сколько фосфора, если не считать потерь, можно получить из 1 т фосфата кальция?

5*. В лаборатории чистое железо можно получить по реакции его оксида FeO с водородом при повышенной температуре. Составьте уравнение реакции (один из ее продуктов — вода) и рассчитайте необходимые количества оксида и водорода, вступивших в реакцию, при получении 1 г железа.

6*. Для освобождения зернохранилищ от вредителей зерна может быть использован сернистый газ (его формула SO_2). При этом необходимо, чтобы в каждом кубометре воздуха содержалось не менее 50 г SO_2. Сколько потребуется сжечь серы в помещении объемом 5000 м^3?

ГЛАВА 4

Кислород

В предыдущих главах вы познакомились с основными химическими понятиями (химическое вещество, химическая формула, химическая реакция), с помощью которых описывается химический процесс.

С кислорода мы начинаем изучение конкретных веществ, которые образуются различными химическими элементами.

§ 4.1. КИСЛОРОД В ПРИРОДЕ

Выбор кислорода в качестве первого изучаемого элемента не случаен. Дело в том, что кислород — самый распространенный химический элемент на Земле. Окружающий нас воздух — земная атмосфера — содержит кислорода 23% по массе (что составляет около 10^{15} т), или 21% по объему. Еще больше его содержится в земной коре — 47% по массе и 92% по объему[1]. В гидросфере — водах океанов, морей и т. д. — его содержание составляет 89% по массе. В состав живых организмов входит до 65% (по массе) кислорода. В целом кислород составляет около 30% от массы Земли.

Кроме того, кислород — это химически активный элемент, образующий большое количество соединений с другими химическими элементами. Широкая распространенность кислорода, а также его химическая активность (с этим свойством кислорода вы познакомитесь в следующих разделах) предопределяют преобладающую, если не главную роль кислородных соединений в химических процессах, протекающих в земных условиях. А эти процессы лежат в основе биологических и геологических явлений, они широко применяются человеком. Тем самым определяется огромная роль кислорода на Земле, и потому так важна его химия.

---

[1] Речь идет, конечно, не о свободном кислороде, а о кислороде в составе минералов. Ведь в веществе атомы занимают определенный объем.

Кислород — самый распространенный химический элемент на Земле.

Он содержится в атмосфере, земной коре, гидросфере.

?

1. Каков химический состав воды? Чему равна массовая доля кислорода в воде?

2*. Основной составной частью песка является кремнезем — оксид кремния. Какова массовая доля кислорода в нем?

▲ 3. Какова масса кислорода в атмосфере Земли, приходящаяся на одного ее жителя?

4. Какие явления в живой природе происходят с участием кислорода?

5. В виде простого вещества или химического элемента находится кислород в атмосфере, земной коре, воде?

§ 4.2. КИСЛОРОД КАК ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. ОКСИДЫ

Оксиды

Найдем кислород в таблице Д. И. Менделеева и охарактеризуем этот элемент на основании его места в таблице.

Химический знак — O (читается «о»). Относительная атомная масса 15,9994 ≈ 16. Находится в VIA группе, следовательно, возможные его валентности — высшая VI и низшая II. Но обратите внимание, что правее его в таблице всего лишь один элемент (*посмотрите какой*), а выше — ни одного. (Мы здесь исключаем из рассмотрения элементы VIIIA группы — инертные газы, которые вступают в реакции лишь в особых условиях, о чем поговорим позже, когда познакомимся со строением атома.) Поэтому практически во всех, а для нас с вами во всех без исключения соединениях кислород проявляет низшую валентность, а именно II.

Кислород образует соединения со всеми элементами (кроме некоторых элементов VIIIA группы). Сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород, называются о к с и д а м и.

В таблице 4.1 приведены формулы оксидов (основных) элементов первых четырех периодов Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, чтобы показать их многообразие.

Таблица 4.1

Оксиды некоторых химических элементов

Периоды	Группы																	
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	1 H_2O																	
2	3 Li_2O	4 BeO											5 B_2O_3	6 CO, CO_2	7 N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5	8 O	9 OF_2
3	11 Na_2O	12 MgO											13 Al_2O_3	14 SiO_2	15 P_2O_3, P_2O_5	16 SO_2, SO_3	17 Cl_2O, ClO_2, Cl_2O_7
4	19 K_2O	20 CaO	21 Sc_2O_3	22 TiO, Ti_2O_3, TiO_2	23 VO, V_2O_3, V_2O_5	24 CrO, Cr_2O_3, CrO_3	25 MnO, MnO_2, Mn_2O_7	26 FeO, Fe_2O_3, FeO_3, FeO_4	27 CoO, Co_2O_3	28 NiO, Ni_2O_3	29 Cu_2O, CuO	30 ZnO	31 Ga_2O_3	32 GeO, GeO_2	33 As_2O_3, As_2O_5	34 SeO_2, SeO_3	35 Br_2O, BrO_2

Их названия зависят от числа атомов кислорода в химической формуле, особенно в тех случаях, когда существует несколько оксидов одного элемента. Например, монооксид, или оксид углерода CO («моно» можно не произносить), диоксид углерода CO_2, оксид марганца MnO, диоксид марганца MnO_2, триоксид марганца MnO_3.

В этих случаях и более сложных (Mn_2O_7, Fe_2O_3) используется и другой способ построения названия оксида — после названия образующего оксид элемента указывается валентность последнего в виде римской цифры в скобках. Например, CO — оксид углерода (II), CO_2 — оксид углерода (IV), Mn_2O_7 — оксид марганца (VII), Fe_2O_3 — оксид железа (III).

Кислород почти во всех соединениях проявляет валентность II.

Оксиды — вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

?

1. Напишите формулы высших оксидов следующих элементов, учитывая их положение в таблице Д. И. Менделеева: H, C, Na, Mg, Al, Si, P, S, Ca. Назовите их.

2. Назовите следующие оксиды: SO_2 и SO_3, NO и NO_2, Cr_2O_3 и CrO_3.

▲ 3*. Медь имеет два оксида, содержащие 79,9 и 88,8% меди. Определите формулы этих оксидов и назовите их.

▲ 4*. Железо образует два оксида, содержащие 77,8 и 70,0% железа. Определите формулы этих оксидов и назовите их. На рисунке 4.1

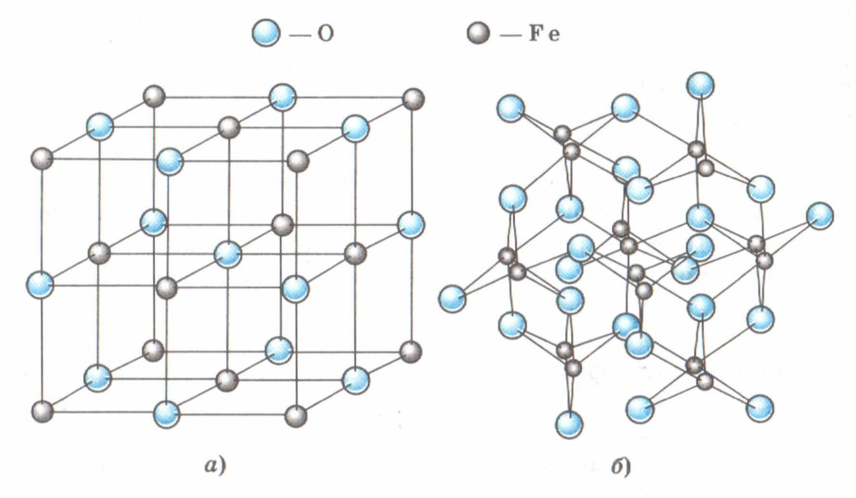


Рис. 4.1. Кристаллические структуры оксида железа (II) и оксида железа (III)

показаны модели их структур. На каком из них структура оксида железа (II)?

5*. Как согласуется закон постоянства состава с образованием одним и тем же элементом оксидов разного состава?
Например, SO_2 и SO_3; Cu_2O и CuO; FeO и Fe_2O_3.

6. Среди записанных ниже формул соединений найдите оксиды:
H_2O, CO_2, CH_4, $NaOH$, $MgSO_4$, Al_2O_3, SiO_2, H_3PO_4, SO_2, H_2SO_4, $Ca(OH)_2$, CaO, SO_3, H_2CrO_4, Cr_2O_3.

Назовите эти оксиды.

7*. Назовите «лишнее» вещество:
а) CO_2, CO, SO_3, Cl_2O_7; б) CO, FeO, SiO_2, Cr_2O_3.

8. Сами составьте два ряда веществ по образцу задания **7**.

§ 4.3. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

Кислород — газ, состоящий из молекул кислорода. Как и молекулы большинства других газов — простых веществ (кроме, еще раз отметим, веществ, образованных элементами VIIIA группы), его молекулы двухатомны, т. е. формула кислорода как вещества — O_2. (*Чему равна его относительная молекулярная масса?*)

С кислородом как с простым веществом вы не можете не быть знакомы, так как мы все им дышим. Живые организмы, по выражению Д. И. Менделеева, «пьют воздух для того, чтобы напитаться кислородом».

Некоторые физические свойства его должны быть вам известны: это газ без запаха, цвета и вкуса. Но именно эти его очевидные свойства не позволяют отличить кислород от воздуха. Лишь в конце XVIII в. опытами английского химика Дж. Пристли и шведского химика К. Шееле, а также другими исследователями, которые получили этот газ в свободном виде, было доказано, что кислород лишь составная часть воздуха.

Плотность кислорода при 0 °С и давлении 1 атм (101,325 кПа) 1,43 г/л, что в 1,11 раз больше плотности воздуха (обратите внимание, что, приводя значение плотности газа, обязательно следует указать температуру и давление, так как от них, как вы знаете из физики, сильно зависит объем данного количества газа).

Различие в плотностях кислорода и воздуха используется при получении кислорода в лаборатории (методы получения кислорода будут рассмотрены ниже, в § 4.6).

Кислород сравнительно мало растворим в воде. При 20 °С и атмосферном давлении в 100 объемах воды растворяется 3 объема O_2. (Малая растворимость кислорода в воде также используется в одном из методов его получения.) С повышением температуры его растворимость, как и растворимость всех газов в жидкостях, уменьшается, а с понижением — увеличивается (например, при 0 °С она составляет 5 объемов O_2 в 100 объемах воды). С этим, в частности, связана бóльшая рыбная продуктивность северных морей по сравнению с тропическими.

Растворимость кислорода, так же как и всех других газов, увеличивается с повышением давления и, наоборот, уменьшается при снижении давления. Она приблизительно прямо пропорциональна давлению. Это использовано, например, в методе уменьшения ржавления водопроводных труб, основанном на освобождении воды от растворенного в ней кислорода при уменьшенном давлении. В этом методе реализуется известное вам из физики явление понижения давления в струе жидкости по сравнению с неподвижной.

Температура кипения кислорода равна −183 °С. При этой температуре и давлении 1 атм кислород превращается в жидкость голубого цвета.

Кислород образует молекулы O_2.

Кислород — газ без запаха, цвета, вкуса.

Растворимость в воде всех газов, включая кислород, с повышением температуры уменьшается, а с понижением — увеличивается. С повышением давления растворимость газов увеличивается, а с понижением — уменьшается.

?

1*. Каково содержание кислорода в воздухе?

2*. Почему кислород не имеет запаха?

▲ **3*.** Рассчитайте массу и количество кислорода в классе, имеющем объем 120 $м^3$. Плотность кислорода при 20 °С примите равной 1,33 г/л. Объясните, почему она отличается от приведенной в тексте параграфа.

▲ **4*.** Определите массу и количество кислорода, который растворится в 1 л воды при 0 °С и атмосферном давлении.

5. Как обнаружить при наполнении стакана кислородом, что он целиком заполнен?

6. Что вы можете добавить к сказанному в тексте о связи жизни в водоемах с содержанием в их воде кислорода?

§ 4.4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

Окисление
Горение
Реакция окисления

Кислород энергично реагирует со многими веществами — простыми и сложными.

Именно кислород обеспечивает протекание в воздушной среде многих химических процессов (это было показано А. Лавуазье в 1775—1777 гг.). Наиболее известный из этих процессов — горение. Менее заметно протекают другие реакции с участием кислорода, такие как процессы дыхания в живых организмах, образование ржавчины на металлах, гниение остатков растений и т. д.

Взаимодействие веществ с кислородом называется реакцией окисления этих веществ. В предыдущей главе уже было приведено несколько примеров реакций окисления (5 было приведено, а еще 11 вы должны были написать сами). *Найдите их* в тексте учебника, а также обратите внимание на написание уравнений соответствующих реакций.

Итак, кислород принимает участие в таких важных процессах окисления, как горение, дыхание, ржавление металлов, гниение растительных и животных остатков. Чем же процесс горения отличается от других реакций окисления? Чтобы помочь ответить вам на поставленный вопрос, проведем демонстрационные опыты горения угля, фосфора, серы и железа в кислороде (рис. 4.2).

Обратите внимание, чем отличается процесс горения указанных веществ на воздухе и в кислороде. Вспомним известный вам опыт, позволяющий доказать наличие кислорода: в сосуде с кислородом тлеющая лучинка вспыхивает, а уголек раскаляется добела и сгорает. В результате реакции образуется диоксид углерода:

$$C + O_2 = CO_2,$$

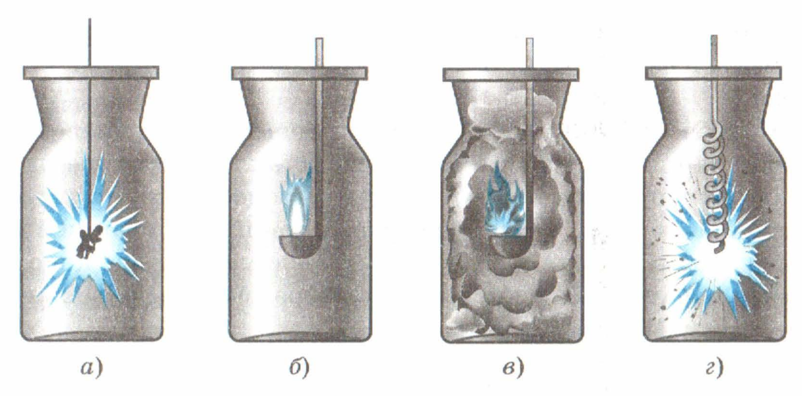


Рис. 4.2. Горение в кислороде:
а — угля; *б* — серы; *в* — фосфора; *г* — железа

который легко можно обнаружить с помощью раствора известковой воды.

Расплавленная сера горит в кислороде ярким синим пламенем, при этом образуется газ с резким запахом — диоксид серы, или оксид серы (IV) SO_2:

$$S + O_2 = SO_2.$$

Запах его мы ощущаем, когда зажигаем спички.

Обратите внимание на название вещества. В оксидах — соединениях с кислородом сера может проявлять разные валентности — IV и VI. Поэтому соединение SO_2 называют оксид серы (IV), а SO_3 — оксид серы (VI). Впрочем, мы уже об этом говорили.

Внесенный в сосуд с кислородом горящий красный фосфор горит ослепительным пламенем с образованием твердого белого вещества — оксида фосфора (V) P_2O_5:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5.$$

При внесении в сосуд с кислородом раскаленной стальной проволоки (она содержит около 95% железа, около 1% углерода, а также некоторые другие металлы) вы можете наблюдать горение железа, сопровождающееся треском и разбрызгиванием ярких искр — расплавленных капель железной окалины Fe_3O_4:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4, \text{ или } FeO \cdot Fe_2O_3.$$

Это явление можно увидеть при разливе жидких чугуна и стали на металлургических заводах.

Все рассмотренные реакции сопровождаются выделением теплоты и света. Такие реакции называются реакциями г о р е н и я.

Подобно продемонстрированным веществам, с кислородом соединяются и другие металлы и неметаллы. Но не всегда эти реакции сопровождаются горением. Процесс может идти медленно. Например, медная проволока при прокаливании в кислороде (и на воздухе тоже) сравнительно медленно о к и с л я е т с я, соединяясь с кислородом с образованием порошка оксида меди (II), без горения:

$$2Cu + O_2 = 2CuO.$$

Большое практическое значение имеют процессы горения сложных веществ, как, например, метана CH_4 (основная составная часть природного газа), ацетилена C_2H_2 (широко применяется для сварки металлов, подробнее о нем в § 4.10). В результате таких реакций получаются оксиды элементов, входящих в состав сложного вещества. Например, схему реакции горения ацетилена можно записать так:

$$C_2H_2 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O.$$

Чтобы составить уравнение реакции, т. е. подобрать коэффициенты, произведем последовательно все действия, как указано в § 3.1:

$$C_2H_2 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O,$$

$$C_2H_2 + 2{,}5O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O.$$

Дробный коэффициент обычно в уравнении реакции не записывают, поэтому умножаем все коэффициенты на 2:

$$2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O.$$

Кислород является одним из самых активных веществ, легко вступающих в химические реакции.

Химическое взаимодействие вещества с кислородом называется реакцией окисления.

Реакции окисления, сопровождающиеся выделением теплоты и света, называются реакциями горения.

1. Напишите уравнения реакций горения в кислороде:

а) магния; д) метана;
б) кальция; е) бензина, приняв его формулу C_mH_n;
в) кремния; ж) этанола C_2H_6O.
г) водорода;

2. Напишите уравнения реакций окисления: а) алюминия; б) железа с образованием FeO; в) свинца с образованием PbO; г) глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

3. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

$$\underset{\text{Пропан}}{C_3H_8} + O_2 = ? + ? \qquad \underset{\text{Сероуглерод}}{CS_2} + O_2 = ? + ?$$

4. Какое количество вещества магния может вступить в реакцию с 0,1 моль кислорода и какое количество оксида магния при этом образуется?

5. Назовите следующие оксиды:
SO_2 и SO_3, Cu_2O и CuO, FeO и Fe_2O_3, MnO и Mn_2O_7, Cr_2O_3 и CrO_3, Ag_2O и AgO.

§ 4.5. ОЗОН

Озон
Аллотропные модификации

Под воздействием солнечного излучения (его ультрафиолетовой части) или электрического разряда могут происходить процессы

$$O_2 \xrightarrow[\text{эл. разряд}]{\text{ультрафиолет.,}} 2O,$$
$$O_2 + O = O_3,$$

в результате которых образуется о з о н. Это простое вещество, так как состоит из атомов одного элемента — кислорода. Но озон отличается от обычного кислорода составом молекулы: O_2 — обычный кислород (его иногда называют дикислород), O_3 — озон (трикислород).

Таким образом, это два разных вещества, хотя имеют одинаковый качественный химический состав. Такие вещества называются а л л о т р о п н ы м и м о д и ф и к а ц и я м и, а са-

мо явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ с различными свойствами носит название а л л о т р о п и и[1].

Еще один общеизвестный пример аллотропии — алмаз и графит (аллотропные модификации углерода).

Озон обладает запахом, который мы явственно ощущаем после грозы. Само слово «озон» в переводе с греческого означает «пахнущий».

Нам нравится запах озона. Мы ощущаем приятную свежесть, но только потому, что содержание его в воздухе ничтожно мало (около одной миллионной доли процента). Содержание в одну стотысячную процента — предельно допустимая норма в производственных помещениях, а при одной десятитысячной процента запах становится невыносимым. (Все знают запах сероводорода — тухлых яиц. Озон пахнет в 50 раз сильнее!)

Особенно много озона образуется в верхних слоях атмосферы (в стратосфере), где под действием солнечного излучения происходит реакция его образования. В ходе этой реакции поглощается та часть солнечного излучения, которая является губительной для всего живого на Земле. Даже достигающая поверхности Земли лишь небольшая доля ультрафиолета напоминает нам об этом ожогами при неосторожном загаре.

Разный состав молекул определяет разные свойства веществ. Молекула озона очень непрочная и поэтому легко вступает в химические реакции. При этом от молекулы отщепляется один атом кислорода, который взаимодействует с окисляемым веществом, и образуется молекула кислорода:

$$O_3 = O + O_2.$$

Кислород в атомарном состоянии чрезвычайно реакционноспособный, поэтому озон химически активнее кислорода. Действительно, он быстро разрушает резину, очень медленно изменяющуюся в среде воздуха; он взаимодействует при комнатной температуре с серебром, а с кислородом серебро вообще не реагирует.

Озон обладает бактерицидным действием, и поэтому так целительна атмосфера соснового леса или морского побережья,

[1] Для подавляющего большинства химических элементов характерно явление аллотропии.

где в некоторых реакциях окисления сосновой смолы или морских водорослей образуется озон.

На сильной окислительной способности озона основан метод обеззараживания питьевой воды под действием озона — озонирование. Начинает находить применение озон и в практике обеззараживания сточных вод.

Озон O_3 — аллотропная модификация кислорода.

Аллотропия — это существование какого-либо элемента в виде нескольких простых веществ — аллотропных модификаций.

Озон проявляет сильные окислительные свойства.

?

1. Объясните, почему воздух после грозы обогащен озоном.

2. На каком свойстве озона основано его использование для обеззараживания воды?

3. Как вы понимаете термин «озонный щит Земли»? Чем грозит его разрушение человечеству?

4. Сравните свойства кислорода и озона.

5. В озоновом слое Земли содержится в среднем по 10^{12} молекул O_3 в 1 $см^3$. Вычислите, сколько молей озона содержится в 1 л этого слоя.

§ 4.6. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА

Основным сырьем для промышленного получения кислорода служит воздух. Температура кипения кислорода (−183 °C) выше, чем температура кипения азота (−196 °C) — другого основного компонента воздуха (см. § 4.8). Поэтому при испарении жидкого воздуха быстрее испаряется азот, а оставшаяся часть жидкости обогащается кислородом. На этом процессе основан промышленный метод разделения воздуха на его компоненты.

В настоящее время используют и другие способы разделения газов воздуха, например с помощью мембран (см. § 1.3).

Газообразный кислород хранят в стальных баллонах (рис. 4.3), окрашенных в голубой цвет, под давлением 10—15 МПа (100—150 атм).

Жидкий кислород хранят в сосудах Дьюара. Это термосы — сосуды с двойными стенками, в пространстве между которыми отсутствует воздух (рис. 4.4). При таком устройстве теплота очень медленно передается через стенки внутрь сосуда, и поэтому жидкий газ испаряется медленно.

В лаборатории кислород получают разложением кислородсодержащих веществ. Основным лабораторным способом получения сравнительно больших количеств кислорода служит процесс разложения воды под действием электрического тока (см. рис. 1.18):

$$2H_2O = 2H_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Очень небольшие количества могут быть получены термическим разложением перманганата калия:

$$KMnO_4 \xrightarrow{t} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

(*коэффициенты подберите сами; если у вас возникнут затруднения, посмотрите § 3.3*).

Иногда кислород получают разложением пероксида водорода H_2O_2:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow.$$

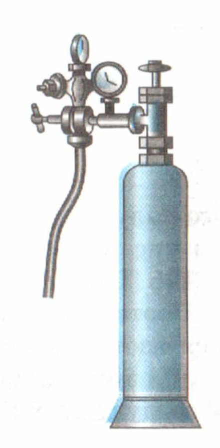


Рис. 4.3. Стальной баллон с кислородом

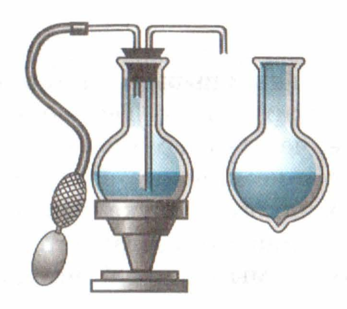


Рис. 4.4. Сосуд Дьюара для хранения жидкого кислорода

Неустойчивость молекулы H_2O_2 (она легко разрушается), как и в случае озона, обусловливает высокую химическую и биологическую активность пероксида водорода, в связи с чем он находит применение, например, в медицине для обеззараживания ран.

Плотность кислорода больше плотности воздуха, поэтому его можно собирать методом вытеснения воздуха (рис. 4.5, *а*). Более эффективен метод вытеснения воды (рис. 4.5, *б*), в котором используется сравнительно малая растворимость кислорода в воде.

Кислород получают в промышленности выделением его из воздуха. Для получения кислорода в небольших количествах в лаборатории используют реакции разложения кислородсодержащих веществ.

Газообразный кислород хранят в стальных баллонах, жидкий — в сосудах Дьюара.

?

1. Физические или химические методы используются для получения кислорода в лаборатории?

2. На каких свойствах кислорода основаны способы его собирания, показанные на рисунке 4.5?

3. Физические или химические процессы используются для получения кислорода в промышленности?

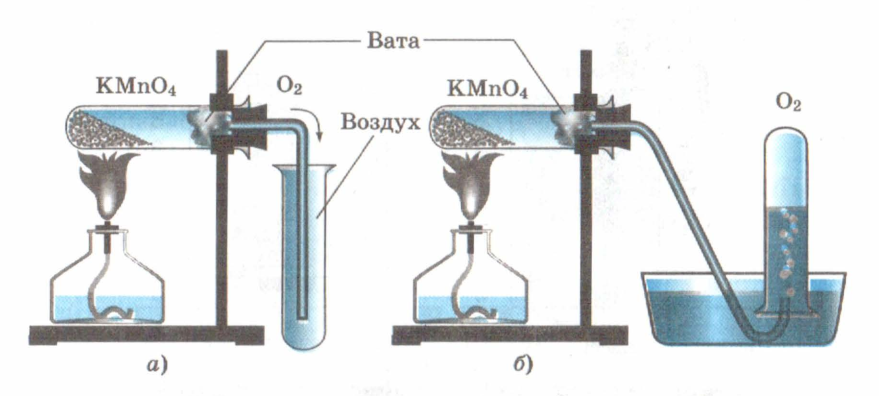


Рис. 4.5. Собирание кислорода методом вытеснения:
а — воздуха; *б* — воды

§ 4.7. ВОЗДУХ — СМЕСЬ ГАЗОВ

Большинство реакций с участием кислорода в промышленности и лабораториях проводят не с использованием чистого кислорода, а в воздушной среде. Поэтому, прежде чем продолжить знакомство с химией кислорода и его соединений, рассмотрим свойства и состав воздуха.

Прежде всего отметим его очевидные свойства. Воздух — смесь газов без запаха и цвета. Он и не может пахнуть, так как мы им постоянно дышим, а об адаптации (привыкании) обоняния вы должны знать из биологии. Казалось бы, что утверждение о бесцветности воздуха противоречит наблюдаемому цвету неба, однако его голубая окраска объясняется не цветом воздуха, а рассеянием солнечного света на неоднородностях его плотности, непрерывно возникающих и исчезающих вследствие хаотического движения молекул.

До XVIII в. ученые-естествоиспытатели считали, что все образующиеся в каких-либо реакциях газы являются воздухом, но с особыми свойствами (например, «горючий воздух» — водород H_2; «лесной воздух» — углекислый газ CO_2 и т. д.). Лишь в конце XVIII в. было установлено, что воздух — это с м е с ь газов. Первым из них был определен кислород.

Если в закрытом сосуде, наполненном воздухом, сжечь какое-либо вещество, образующее твердый оксид, например фосфор (рис. 4.6), то общий объем оставшегося газа уменьшит-

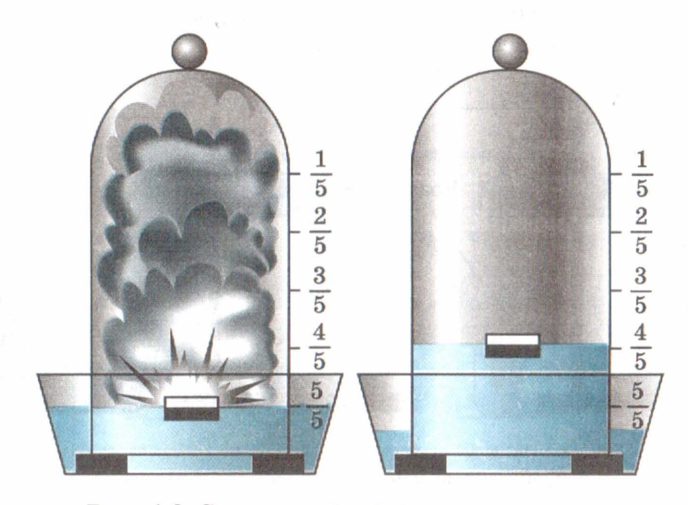


Рис. 4.6. Сжигание фосфора под колоколом

ся приблизительно на 1/5. Это происходит потому, что с фосфором соединился не весь воздух, а лишь часть его, именно кислород. Его содержание в воздухе и составляет приблизительно 1/5 по объему.

Вам, конечно, понятно, что оставшийся в колоколе газ не поддерживает горения. В нем не могут жить живые организмы — ни растения, ни животные, поэтому он был назван азотом (от греческой отрицательной частицы «а» и слова «зоэ» — жизнь). *Найдите элемент азот в таблице Менделеева и напишите формулу простого вещества, в виде которого существует этот элемент в свободном состоянии.*

В конце XIX в. было установлено, что, кроме кислорода и азота, в состав воздуха входит еще целая группа газов, главным образом аргон (0,90% по объему), а также ксенон, криптон. Эти газы (*найдите соответствующие элементы в таблице Менделеева*) еще менее реакционноспособны, чем азот. Их первые химические соединения были получены лишь в 60-х гг. XX в. Поэтому они были названы инертными или благородными газами, это название сохранилось за ними до сих пор.

История открытия инертных газов демонстрирует важность точных количественных определений. В 1893 г. было обнаружено, что один литр азота, полученного из воздуха, имеет массу 1,257 г, а при разложении азотсодержащих соединений — 1,251 г. Это несовпадение заставило более тщательно исследовать состав воздуха. Оказалось, что после удаления всего кислорода и азота получается небольшой остаток — газ, заметно тяжелее азота, — который ни с чем не реагирует. Открытие нового элемента — аргона (от греческого «недеятельный») и других инертных газов представило, таким образом, «торжество третьего десятичного знака».

Основные составные части воздуха можно подразделить на три группы: постоянные, переменные и случайные.

К первым (постоянным) относятся азот (78% по объему), кислород (21% по объему), аргон и другие инертные газы (около 1%). Содержание этих веществ практически постоянно в любой порции с у х о г о воздуха (независимо от места отбора этой порции).

Вторую группу составляют углекислый газ (0,02—0,04% по объему) и водяной пар (до 3%). Колебания содержания водяного пара в объяснениях не нуждаются. Непостоянное содержание углекислого газа обусловлено неравномерностью его по-

глощения из воздуха растительностью в зависимости от интенсивности этой растительности[1], времени года, суток и т. д., а также деятельностью человека, ежегодно сжигающего миллиарды тонн углеродсодержащих веществ (уголь, нефть, дрова, газ и т. д.).

Содержание случайных составных частей воздуха целиком обусловлено местными причинами. Это и природные явления, например деятельность вулканов, выбрасывающих в атмосферу пыль, соединения, содержащие серу и другие вещества; грозы, приводящие к образованию в воздухе оксидов азота, и т. д.

Но главным источником случайных примесей, в подавляющем большинстве вредных для окружающей природы, в настоящее время стала деятельность человека. В первую очередь это металлургические, химические, цементные и другие заводы, тепловые электростанции, добывающая промышленность, транспорт. Вблизи таких объектов и в больших городах воздух содержит губительные для здоровья человека и всей живой природы оксиды серы, азота, углерода и другие вещества.

Воздух представляет собой смесь газов. Основными составными частями воздуха являются азот, кислород, инертные газы (постоянные компоненты), углекислый газ, водяной пар (переменные компоненты), соединения серы, азота и другие вещества (случайные компоненты).



1. Какие простые и какие сложные вещества содержатся в воздухе? Напишите их химические формулы, вычислите относительные молекулярные и молярные массы этих веществ.

2. Изобразите графически (в виде диаграммы) состав воздуха.

3. Укажите источники переменных составных частей воздуха. От чего зависит их содержание?

4. В результате каких процессов на Земле в атмосферу попадает кислород, углекислый газ? Какие собственные примеры вы можете привести из ваших наблюдений?

 5*. Почему плотность азота, выделенного из воздуха, оказалась больше, чем азота из азотсодержащих веществ?

---

[1] Замечено, что на полях большой площади урожай зерновых в середине поля заметно меньше, чем по краям. Это связано с обеднением воздуха углекислым газом, который потребляется растениями.

§ 4.8. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Выделение теплоты
Поглощение теплоты
Тепловой эффект
Экзотермическая реакция
Эндотермическая реакция
Термохимическое уравнение

В § 4.4 вы познакомились с реакциями окисления (напомним, что такими реакциями являются процессы взаимодействия веществ с кислородом). Запишем уравнения всех реакций веществ с кислородом, упоминавшихся в тексте:

1. $2Mg + O_2 = 2MgO$;
2. $2H_2 + O_2 = 2H_2O$;
3. $C + O_2 = CO_2$;
4. $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$;
5. $CH_4 + O_2 = C + 2H_2O$;
6. $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;
7. $2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$;
8. $Si + O_2 = SiO_2$;
9. $2Fe + O_2 = 2FeO$;
10. $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$;
11. $3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$;
12. $2Ca + O_2 = 2CaO$;
13. $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$;
14. $4C_mH_n + (4m + n)\,O_2 = 4mCO_2 + 2nH_2O$;
15. $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 = 6CO_2 + 6H_2O$;
16. $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$;
17. $2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$;
18. $S + O_2 = SO_2$.

Что общего у этих реакций?

Во-первых, в подавляющем их большинстве продуктами оказываются оксиды и лишь в двух реакциях (*найдите их*) при соблюдении специальных условий наряду с оксидом образуется простое вещество.

Во-вторых, наблюдая за протеканием реакций окисления (а какие из них вы действительно видели?), вы, конечно, замечали, что все они сопровождаются выделением теплоты.

Реакции, сопровождающиеся выделением теплоты, называются экзотермическими.

Но возможны также реакции с участием кислорода, протекающие с поглощением теплоты, однако их чрезвычайно мало. Приведем два примера:

1) образование озона (вспомните, в каких условиях оно происходит):

$$3O_2 = 2O_3;$$

2) взаимодействие азота с кислородом при очень высокой температуре:

$$N_2 + O_2 = 2NO$$

(эта реакция происходит, например, под действием электрических разрядов в атмосфере — молний).

Реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, называются эндотермическими.

Количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся в реакции, называется тепловым эффектом этой реакции.

Этот эффект выражается в единицах теплоты, о которых вы знаете из физики, — джоулях (Дж) или в килоджоулях (кДж). Он может быть включен в уравнение реакции:

$$C + O_2 = CO_2 + 394 \text{ кДж}$$
$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + 803 \text{ кДж}$$
Экзотермические реакции

$$N_2 + O_2 = 2NO - 180 \text{ кДж}$$
$$3O_2 = 2O_3 - 284 \text{ кДж}$$
Эндотермические реакции

В первом из этих уравнений значение 394 кДж обозначает, что при сжигании 1 моль C с участием 1 моль O_2 образуется 1 моль CO_2 и выделяется 394 кДж теплоты. Во второй реакции при сжигании 1 моль CH_4 с участием 2 моль O_2 образуется 1 моль CO_2 и 2 моль H_2O и выделяется 803 кДж теплоты. В третьей реакции при взаимодействии 1 моль N_2 с 1 моль O_2 образуется 2 моль NO и поглощается 180 кДж теплоты и т. д.

Отметим, что *любая* химическая реакция (не только с участием кислорода) сопровождается тепловым эффектом, т. е. является или экзотермической, или эндотермической[1].

Уравнения реакций с указанием теплового эффекта называются т е р м о х и м и ч е с к и м и.

Очевидно, что величина теплового эффекта п р о п о р ц и о н а л ь н а количеству реагирующего вещества. Следовательно, знание тепловых эффектов процессов позволяет проводить количественные расчеты в химии.

Для примера приведем следующую задачу.

Определите, сколько (по массе) нужно сжечь метана для повышения температуры воздуха на 1 °C в помещении объемом 150 м^3, если для этого необходимо около 200 кДж теплоты.

Р е ш е н и е.

$$\underset{1\text{ моль, }16\text{ г}}{\overset{x\text{ г}}{CH_4}} + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + \underset{803\text{ кДж}}{\overset{200\text{ кДж}}{803\text{ кДж}}},$$

$$x = \frac{200\ (\text{кДж}) \cdot 16\ (\text{г})}{803\ (\text{кДж})} = 4\text{ г } CH_4.$$

На многих упакованных пищевых продуктах указана их энергетическая ценность — калорийность. Приводимое значение означает количество энергии, которое получает организм при употреблении данного продукта. При этом используется старая единица энергии калория (кал), 1 кал = 4,2 Дж.

Энергия выделяется в результате окисления веществ, попадающих в организм вместе с пищей. Например, окисление сахара описывается следующим термохимическим уравнением:

$$\underset{\substack{\text{Сахароза,}\\ M_r = 337}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + 12O_2 = 12CO_2 + 11H_2O\ (\text{ж}) + 5654\text{ кДж}.$$

Вычислим калорийность сахара:
5654/337 = 16,8 кДж/г.

Много это или мало? Решите задачу 3 в конце параграфа.

---

[1] Обязательным в любой химической реакции является изменение не теплоты, а энергии, которая может выделяться или поглощаться не только в виде теплоты, но и в других ее видах (свет, электрический ток, механическая работа и т. д.). Но так как все виды энергии эквивалентны, то реакции с выделением любого вида энергии называются экзотермическими, а с поглощением — эндотермическими.

Любая химическая реакция идет либо с выделением, либо с поглощением теплоты, т. е. сопровождается тепловым эффектом.

Реакции, сопровождающиеся выделением теплоты, называются экзотермическими.

Реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, называются эндотермическими.

В термохимическом уравнении тепловой эффект реакции записывается либо со знаком «+» (выделение теплоты), либо со знаком «–» (поглощение теплоты); величина теплового эффекта выражается в единицах теплоты — джоулях (Дж) или килоджоулях (кДж).

?

1. В каких условиях происходит неполное сгорание метана (с образованием копоти, т. е. сажи)?

2. Почему в уравнениях реакций, приведенных в начале параграфа, около формул воды стоят стрелки, указывающие на ее газообразное состояние?

▲ **3. Если бежать трусцой (со скоростью 6 км/ч), то на каждый километр пути затрачивается 335 кДж энергии. На какой путь у вас хватит энергии, если вы выпили стакан чая с двумя чайными ложечками сахара (1 чайная ложечка содержит 10 г сахара-песка)?**

▲ **4. По термохимическому уравнению**

$$2H_2O_ж = 2H_2 + O_2 - 572 \text{ кДж}$$

рассчитайте количество энергии, затраченной на получение 0,1 моль кислорода.

▲ **5. При сжигании 1 моль фосфора выделяется 752 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции образования оксида фосфора (V).**

§ 4.9. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Скорость реакции

Для того чтобы отличить кислород от воздуха, мы обычно используем тлеющую лучинку. В кислороде она горит значительно быстрее. То же наблюдается и с другими веществами, например серой, фосфором. В кислороде горит даже железо,

которое на воздухе лишь медленно окисляется, ржавеет. *Как вы думаете, почему?*

В обоих случаях — и в воздухе, и в чистом кислороде — происходят одни и те же реакции веществ с кислородом:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2; \qquad P + O_2 \longrightarrow P_2O_5;$$
$$S + O_2 \longrightarrow SO_2; \qquad Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3.$$

(*Поставьте коэффициенты в схемах реакций.*)

Однако в кислороде скорость реакции выше, количество вещества, превращающегося в единицу времени (это и называется скоростью реакции), больше.

Скорость реакции — это количество вещества, реагирующего или образующегося в единицу времени в единице реакционного пространства (в единице объема — для реакций газообразных исходных веществ между собой).

Вы должны отчетливо представлять себе, что для протекания химической реакции необходим контакт, соприкосновение взаимодействующих веществ. Чем этот контакт лучше, тем легче и быстрее протекает химическая реакция. Поэтому для ее ускорения необходимо, в частности, осуществлять перемешивание веществ.

В воздухе, помимо участвующего в реакции кислорода, содержатся и другие газы. Понятно, что в равных объемах кислорода и воздуха количество молекул O_2 различно, в воздухе оно приблизительно в 5 раз меньше. Отсюда и число столкновений с молекулами O_2 окисляющегося (горящего) вещества и, следовательно, скорость реакции в чистом кислороде значительно выше, чем в атмосфере воздуха.

Повышение содержания кислорода в воздухе используется для ускорения, интенсификации некоторых металлургических процессов, в частности доменных (§ 4.11). При некоторых болезнях человека, сопровождающихся нарушением процесса дыхания, больному дают для дыхания обогащенный кислородом воздух, а иногда, кратковременно, и чистый кислород. Однако из-за сильного ускорения всех процессов окисления долго дышать чистым кислородом при атмосферном давлении нельзя: уже через несколько минут может наступить смерть. Поэтому в изолирующих приборах (например, скафандрах) применяют или кислород при пониженном давлении (тогда уменьшается его содержание в единице объема), или его смеси с другими газами (например, с гелием).

С другой стороны, уменьшение содержания кислорода во вдыхаемом объеме воздуха, с чем человек сталкивается при подъеме

на различные высоты над земной поверхностью, также нарушает течение процессов в организме, недопустимо замедляя их.

Особенно велико количество кислорода в месте протекания реакции при использовании жидкого воздуха, плотность которого $\rho = 1{,}1$ г/см^3 во много раз больше, чем газообразного ($\rho = 1{,}4$ г/л). Поэтому смешанные с жидким воздухом горючие вещества сгорают гораздо быстрее.

На этом явлении основано применение жидкого воздуха для взрывных работ в горном деле, где используются патроны с пропитанным им горючим пористым материалом (например, древесными опилками). Подобное взрывчатое вещество (так называемый оксиликвит) по силе взрыва лишь немного уступает другим взрывчатым веществам (например, динамиту), но оно имеет такие преимущества, как меньшая стоимость и бо́льшая безопасность в обращении. Еще эффективнее, очевидно, оксиликвиты на основе жидкого кислорода.

Приведенные примеры показывают, что одна и та же реакция может протекать с различной скоростью в зависимости от количества реагирующего вещества в единице объема.

От чего еще зависит скорость химической реакции?

Она зависит также от температуры. Наблюдая за проведением химических реакций (или проводя их), вы уже убедились, что для осуществления некоторых из них необходимо нагревание, по крайней мере вначале. В дальнейшем высокая температура в экзотермических реакциях может сохраняться, и реакция продолжается самопроизвольно. Для эндотермических реакций необходим постоянный подвод энергии.

Причина увеличения скорости реакции при повышении температуры состоит в том, что при этом возрастает энергия взаимодействующих молекул. Их столкновения происходят более энергично и поэтому чаще приводят к химическому взаимодействию. Если энергия сталкивающихся молекул меньше некоторого минимума, характерного для каждого вещества, то реакция не происходит (ведь для ее осуществления должна быть разрушена молекула исходного вещества, на что требуется затрата энергии).

Вполне очевидно, что чем прочнее молекулы вещества, тем энергичнее должно быть их столкновение, чтобы могло осуществиться химическое взаимодействие, тем при более высокой температуре происходит реакция. И наоборот, непрочные молекулы легко вступают в реакции при относительно низких температурах.

Например, сравнивая свойства кислорода O_2 и озона O_3, мы говорим, что озон химически значительно активнее, так как его молекула неустойчива, легко разрушается. Образующийся при этом атомарный кислород (*вспомните реакцию разложения озона*) легко вступает в реакции, и озон — сильный окислитель. Подобное явление происходит и с пероксидом водорода H_2O_2, молекула которого тоже легко разрушается (*найдите соответствующее уравнение реакции в § 4.6*), поэтому пероксид водорода тоже сильный окислитель.

Таким образом, скорость реакции зависит от того, насколько легко могут разрушаться реагирующие молекулы, т. е. от природы вещества.

Скорость реакции — это количество вещества, реагирующего в единицу времени в единице реакционного пространства.

Скорость реакции зависит от ряда факторов: от природы реагирующих веществ, от содержания реагирующих веществ в единице объема, от температуры и др.

?

1*. В каких единицах измеряется скорость химической реакции?

2. Во сколько раз плотность жидкого воздуха больше, чем газообразного?

3*. Почему предпочтительно используются оксиликвиты на основе жидкого воздуха, а не более эффективные на основе кислорода?

4. Предложите примеры необходимости ускорения реакции и замедления реакции. Что нужно предпринять для этого?

5. Почему атомарный кислород легче вступает в реакции, чем молекулярный?

§ 4.10. ГОРЕНИЕ

Реакция горения
Температура пламени
Взрыв

Первой реакцией, которую провел человек уже на заре своего существования, было, по всей видимости, горение. Этот процесс явился одним из главных факторов в становлении и развитии человека.

Огонь использовался для защиты от холода и диких зверей, затем для приготовления пищи. Позднее человек научился применять огонь в различных технических целях: для обжига глиняной посуды, выплавки металлов, изготовления оружия и др. Первобытный человек поклонялся огню как божеству. Следы обожествления огня сохранились во многих религиях до наших дней.

Горение приносит человечеству не только пользу, но и вред, и примеров тому известно немало. Вот почему так важно знать не только что такое горение, но и как им можно управлять.

Вы уже знаете, что в экзотермической реакции теплота выделяется. Она частично рассеивается в окружающую среду, частично идет на нагрев продуктов реакции и исходных реагирующих веществ. Температура последних повышается, поэтому увеличивается и скорость реакции.

Здесь могут быть три случая. Давайте рассмотрим их.

1. Скорость выделения теплоты превышает скорость ее рассеяния. Тогда, раз начавшись, реакция протекает с самоускорением, так как температура непрерывно повышается. Если при этом реагирующие вещества смешаны и нет необходимости в транспорте (переносе или подводе) реагентов, происходит в з р ы в.

Так, взрываются смеси горючих веществ с воздухом или кислородом. К сожалению, известны случаи взрывов, приводящих к разрушениям и даже человеческим жертвам, смесей с воздухом метана, водорода, паров бензина, эфира, мучной и сахарной пыли и т. п. Подобного типа реакция, но уже в контролируемых условиях, происходит в двигателях внутреннего сгорания, где рабочей смесью служит смесь паров топлива (бензина, например, и т. п.) с воздухом.

2. Скорость выделения теплоты меньше скорости ее рассеяния. В этом случае, начавшись под воздействием каких-либо внешних условий, например нагревания, реакция прекращается, если температура реакционной смеси понизится ниже минимальной, необходимой для реакции. (Вспомним, что при понижении температуры скорость почти всех реакций уменьшается.) Так, например, гаснет вынутое из костра полено или выпавший из печи уголек.

В значительной степени роль воды при тушении пожаров состоит в охлаждении горящих материалов, что приводит к прекращению горения.

Горение, естественно, может быть прекращено, если воспрепятствовать доступу одного из реагентов — кислоро-

да (или воздуха) в зону реакции. Этот прием также используется при тушении пожаров применением пен, песка и других материалов, изолирующих место горения от воздуха. Если очаг горения небольшой, можно использовать другие способы изоляции, например одеяло для тушения горящей одежды на человеке.

3. Скорость тепловыделения равна скорости теплорассеяния. Это наиболее важный для практики случай. Именно он реализуется в производстве различных видов энергии при сжигании топлива в печах, горелках, газовых турбинах, ракетных двигателях и т. д.

Во всех этих технологических процессах скорость реакции регулируется скоростью транспорта горючего вещества и кислорода (или воздуха) в зону реакции. При этом чаще скорость лимитируется именно подводом кислорода. Для его ускорения и тем самым для ускорения горения, т. е. повышения мощности энерговыделения (другими словами — выделения теплоты в единицу времени), используют дымовые трубы, создающие «тягу» в результате конвекции, принудительное дутье, обогащение воздуха кислородом и т. п.

Что же происходит при горении вещества? В этом вам поможет разобраться рассмотрение строения пламени.

Зажжем свечу. Химический состав парафина, из которого может быть изготовлена свеча, выражается формулой C_nH_m. При горении этого вещества идет реакция согласно схеме:

$$C_nH_m + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O.$$

В спокойном пламени отчетливо наблюдаются по крайней мере три зоны (рис. 4.7).

Проведем теперь небольшое исследование. Внесем одновременно в темную внутреннюю зону пламени (зона «А» на рисунке) и в самую яркую среднюю зону («Б» на рисунке) головки двух спичек. Результат (*какой?*) покажет, что температура пламени в зоне «Б» выше. Если бы пламя было побольше, а спичечная головка поменьше, то можно было бы убедиться, что еще более высокую температуру имеет внешняя часть пламени («В»).

Такое распределение температур подтвердится, если в пламя поместить лучинку так, чтобы она пересекала все зоны по горизонтали. *Попробуйте это сделать. Что наблюдается? Как объясняется наблюдаемое явление?*

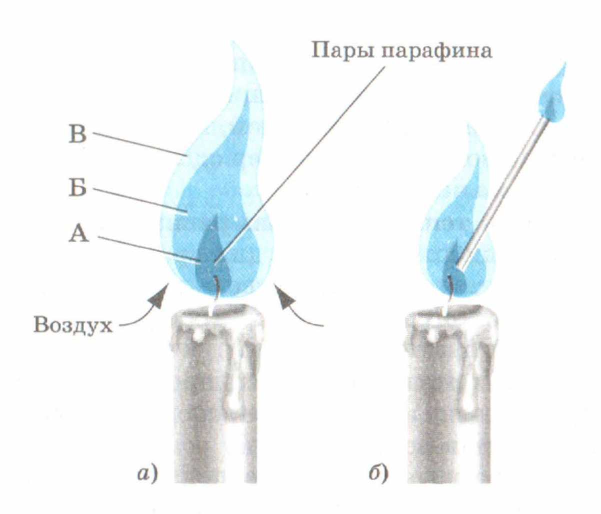


Рис. 4.7. Горение: *а* — свечи; *б* — паров парафина, отведенных по трубке из внутренней (темной) части пламени

Продолжим наше исследование. Поместим конец тонкой предварительно нагретой стеклянной трубки во внутреннюю зону, как это показано на рисунке 4.7, *б*, а к другому концу трубки поднесем спичку — и здесь вспыхнет пламя. Следовательно, по трубке идет какой-то горючий газ или смесь газов. Отсюда можно сделать вывод, что этапом, предшествующим горению вещества (в данном случае парафина, но это может быть и спирт, и бензин и т. п.), является его испарение, газификация.

Внесем в яркую часть пламени какой-либо холодный предмет, например гвоздь. Вы видите, что он покрывается копотью — сажей, представляющей собой почти чистый углерод. Из этого можно сделать вывод, что вторая стадия горения — разложение сложного вещества.

Лишь во внешней части пламени происходит полное сгорание-окисление. Эта часть пламени самая горячая, поэтому нагрев стараются осуществлять именно этой частью пламени.

Таким образом, пламя, огонь — это горящее газообразное вещество. Если же в зоне горения газообразных горючих веществ нет, то реакция происходит на поверхности вещества и пламя отсутствует. В этом можно убедиться, наблюдая беспламенное горение древесного угля, железа (см. рис. 4.2) и т. п.

Теперь вам станет понятна еще одна причина, по которой процесс горения в чистом кислороде более интенсивен: раз-

вивается более высокая температура, чем в атмосфере воздуха. Помимо увеличения скорости реакции, благодаря повышению содержания кислорода в реакционной смеси и тем самым увеличения тепловыделения, в реакции с участием кислорода уменьшается расход теплоты на нагрев балластного вещества — азота. Так, например, максимальная температура пламени при горении водорода в воздухе достигает 2045 °С, а в кислороде — 2525 °С; при горении ацетилена C_2H_2 — соответственно 2325 и 3005 °С. Отметим, что температура, достигаемая при горении ацетилена в кислороде, — это наибольшая температура, получаемая при использовании обычных горючих веществ. Кроме того, ацетилен относительно дешев и поэтому широко применяется в горелках для сварки металлов (рис. 4.8), а при избытке кислорода в рабочей смеси — для их резки.

Ознакомившись с такими основными параметрами химических реакций, как скорость реакции и ее тепловой эффект, а также усвоив особенности реакций окисления, вы можете теперь дать достаточно полную характеристику процессов горения. Внешним признаком их служит выделение одновременно теплоты и света.

Во-первых, это реакции о к и с л е н и я. Но не все, а только э к з о т е р м и ч е с к и е. И не все экзотермические, а лишь те, которые происходят с достаточно большой скоростью, т. е. сопровождаются большим выделением теплоты в единицу времени, что приводит к такому повышению температуры в зоне реакции, что находящиеся в ней нагретые вещества светятся.

Если же экзотермическая реакция окисления происходит медленно, то ее горением не называют. Так, медленно окисляются на воздухе многие металлы, покрываясь пленкой окси-

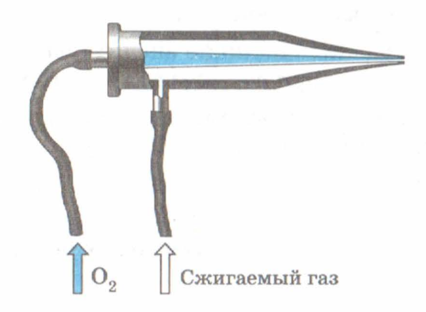


Рис. 4.8. Схема ацетилено-кислородной горелки

дов. Сравнительно медленно происходит в живом организме реакция окисления глюкозы — одного из основных источников энергии в организме:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 = 6CO_2 + 6H_2O + 2815,8 \text{ кДж}.$$

А обратная эндотермическая реакция

$$6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2 - 2815,8 \text{ кДж}.$$

является одной из основных реакций фотосинтеза, для протекания которой используется энергия солнечных лучей. Предполагается, что это главная реакция, создавшая кислородсодержащую атмосферу Земли и обеспечивающая возобновление кислорода в атмосфере.

Взрыв — это реакция горения (или разложения), когда скорость выделения теплоты превышает скорость ее рассеяния и отсутствует транспорт (перенос) реагентов.

Само горение представляет собой экзотермическую реакцию окисления, происходящую с достаточно большой скоростью.

?

1. На каком принципе основано тушение костра разбрасыванием горящих сучьев, дров?

2. Почему подача воздуха в зону горения может не только усиливать этот процесс, но и вызвать его прекращение? Приведите по одному конкретному примеру.

▲ 3*. Почему возможно самовозгорание горючих веществ (мелкого угля, торфа, навоза, промасленной ветоши и т. п.), находящихся в больших кучах?

▲ 4*. Почему нельзя сжечь нефть, разлившуюся по поверхности воды, например при аварии танкера?

5. Чем можно объяснить наличие значительно большего пламени при горении дров, чем при горении каменного угля?

6. Испаряются ли при горении: а) сера; б) фосфор; в) железо; г) древесный уголь? Чем это доказывается?

7. При подаче в доменную печь воздух предварительно подогревают. Зачем это делают?

▲ 8*. Почему не горит азот (и поэтому до сих пор не сгорела атмосфера Земли)?

9. Железо окисляется и на воздухе, и в кислороде. Почему же оно горит в кислороде и не горит на воздухе?

§ 4.11. ПРИМЕНЕНИЕ КИСЛОРОДА И ВОЗДУХА

Инертные газы

Применение кислорода основано на его химических свойствах. Рисунок 4.9 иллюстрирует основные (конечно, не все) области применения кислорода или обогащенного им воздуха. Вы и сами можете рассказать, какие свойства кислорода, почему и каким образом используются на практике.

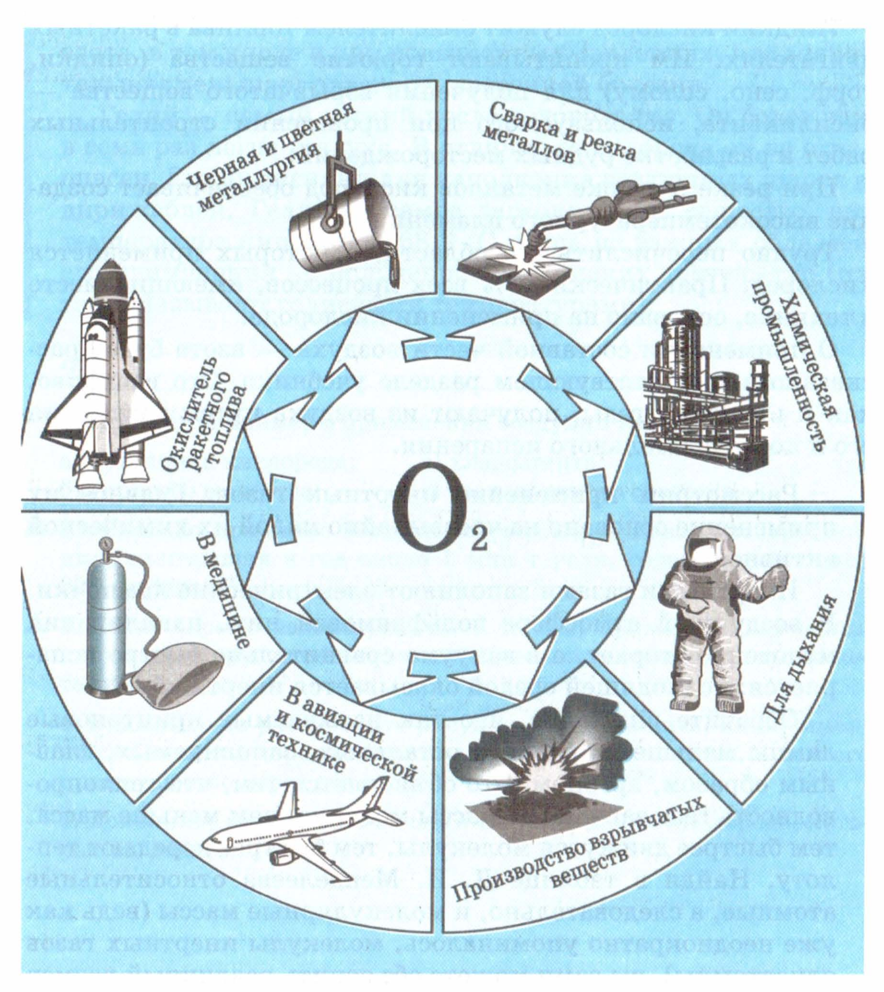


Рис. 4.9. Основные области применения кислорода

В больших количествах кислород используется в химической промышленности для получения кислот, жидкого искусственного топлива и других продуктов и в современной черной и цветной металлургии. Металлургическая промышленность расходует до 60% вырабатываемого кислорода, а химическая — до 30%.

Кислород широко применяется в медицине, в частности для облегчения дыхания больных, при лечении заболеваний легких, сердца, почек, способствует успешной борьбе с такими болезнями, как гангрена, тромбофлебит и др. Он используется также для дыхания при выполнении работ в условиях, когда недостаточно его содержание.

Жидкий кислород служит окислителем топлива в ракетных двигателях. Им пропитывают горючие вещества (опилки, торф, сено, солому) для получения взрывчатого вещества — оксиликвита, используемого при проведении строительных работ и разработке рудных месторождений.

При резке и сварке металлов кислород обеспечивает создание высокотемпературного пламени.

Трудно перечислить все области, в которых применяется кислород. Практически 80% всех процессов, имеющих место в технике, основано на применении кислорода.

О применении составной части воздуха — азота будет рассказано в соответствующем разделе учебника. Это вещество, как и инертные газы, получают из воздуха путем сжижения его и последовательного испарения.

Рассмотрим применение инертных газов. Главное их применение основано на чрезвычайно малой их химической активности.

Инертными газами заполняют электрические лампочки. В воздушной атмосфере вольфрамовая нить накаливания мгновенно сгорает, а в вакууме сравнительно быстро испаряется; подходящей средой оказывается инертный газ.

Обратите внимание, что так называемые криптоновые лампы меньше по размеру остальных, заполняемых, главным образом, аргоном. Это объясняется тем, что теплопроводность газа зависит от массы молекул: чем меньше масса, тем быстрее движутся молекулы, тем быстрее передают теплоту. Найдя в таблице Д. И. Менделеева относительные атомные, а следовательно, и молекулярные массы (ведь как уже неоднократно упоминалось, молекулы инертных газов одноатомны), вы сами можете объяснить различный размер лампочек.

При выплавке и обработке тугоплавких металлов, легко окисляющихся на воздухе и взаимодействующих даже с азотом (такой металл, например, ниобий), в помещениях заводских цехов создают аргоновую атмосферу.

Для получения качественных швов при электросварке металлических изделий в место сваривающей электрической дуги направляют ток аргона, защищающего нагретый металл от взаимодействия с воздухом (аргоновая сварка).

В глубоководных скафандрах и в некоторых других случаях для дыхания человека применяется смесь кислорода с гелием (вместо азота). Здесь используется значительно меньшая растворимость в воде и крови инертных газов, чем азота, в том числе и при повышенных давлениях, что значительно уменьшает опасность кессонной болезни.

Гелий — самый легкий после водорода газ. Он более чем в семь раз легче воздуха. В отличие от водорода он не огнеопасен. Его применяют для наполнения воздушных шаров и дирижаблей. Гелий — самое легкокипящее вещество, его температура кипения −268,9 °С. Одна из важных областей его применения — получение сверхнизких температур (их так и называют гелиевыми температурами).

?

1. Приведите примеры применения воздуха в качестве:

а) источника кислорода;
б) упругого вещества;
в) хладоагента;
г) транспортного средства.

▲ **2*.** Сколько примерно воздуха потребляет тепловая электростанция, сжигающая в год около 1 млн т угля, содержащего около 80% углерода?

▲ **3.** Какие (кроме рассмотренных в тексте) примеры применения кислорода в других областях человеческой деятельности вы можете привести?

4. Внимательно рассмотрите рисунок 4.9 и укажите, какие именно свойства кислорода используются в каждом случае, в чем его преимущество перед воздухом.

5. Дополните рисунок 4.9 областями применения кислорода, которые вы знаете.

ГЛАВА 5

Газообразное состояние вещества

§ 5.1. ГАЗЫ

Газообразное состояние вещества
Конденсированное состояние вещества

Многие вещества при обычных условиях (температуре и давлении) находятся в газообразном состоянии. С некоторыми из таких веществ вы уже познакомились. Это составные части воздуха — азот N_2, кислород O_2, аргон Ar, углекислый газ CO_2, водяной пар H_2O. Кроме того, вы уже знаете о метане CH_4, ацетилене C_2H_2 и других газах органического происхождения.

Газообразное состояние вещества принципиально отличается от конденсированного, т. е. жидкого или твердого. В конденсированном состоянии молекулы (или другие частицы), образующие вещество, находятся в непосредственном соприкосновении друг с другом. При этом они сильно взаимодействуют между собой, и характер этого взаимодействия определяет многие свойства вещества.

В газе расстояния между молекулами в среднем значительно превышают их размеры. Рисунок 5.1 схематически, но в масштабе иллюстрирует заполнение пространства газом в одном случае молекулами H_2, имеющими диаметр ~0,22 нм[1], и в другом — молекулами O_2 с диаметром ~0,27 нм. (Молекулы других газов по размерам мало отличаются от приведенных.) Вы видите, что расстояния между молекулами в десятки раз превышают размеры самих молекул, так что объем, занимаемый некоторой порцией газа, зависит главным образом не от размеров молекул, а от их числа и расстояния между ними.

От чего же зависит это расстояние?

Во-первых, от внешнего давления. При увеличении давления молекулы газа сближаются, его объем уменьшается приблизительно пропорционально давлению.

---

[1] Напомним, нанометр — одна миллиардная часть (10^{-9}) метра. Значок «~» — «тильда», употребляется вместо слов «около», «приблизительно».

Во-вторых, от кинетической энергии (энергии поступательного движения) молекул. Чем больше эта энергия, тем больше расстояния между молекулами. Энергия движения молекул не зависит от их природы, размера, массы, а определяется только температурой (доказательство этого положения вы найдете в курсе физики для 10 класса). Для повышения температуры тела ему надо сообщить дополнительную энергию, которая переходит в кинетическую энергию молекул. При этом увеличивается скорость движения молекул и расстояния между ними и соответственно объем пространства, занимаемый газом.

Газообразное состояние вещества отличается от конденсированного тем, что в газе расстояния между молекулами в среднем значительно превышают их размеры и зависят от внешнего давления и температуры.

Объем газа уменьшается с повышением давления и увеличивается с повышением температуры.

?

1. Какие еще, кроме указанных в тексте параграфа, газообразные при обычных условиях вещества вы знаете?

2. Почему изменение давления мало влияет на объем жидкого и твердого тел и сильно изменяет объем газа?

3. Как изменяется объем определенного количества газа при понижении температуры?

▲ 4*. Какую долю объема в газообразном водороде занимает объем его молекул? (Объем молекулы H_2 примите равным 0,006 нм^3, плотность газообразного водорода 0,1 г/л.)

▲ 5*. Какую долю объема в газообразном кислороде занимает объем его молекул? (Объем молекулы кислорода O_2 примите равным 0,010 нм^3, а плотность кислорода найдите в § 4.3.)

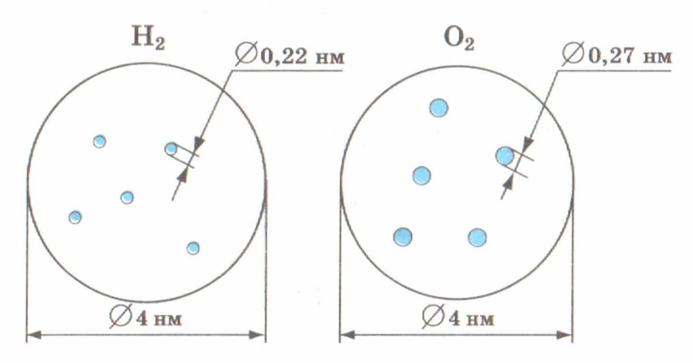


Рис. 5.1. Схема заполнения пространства газом: водородом (*слева*) и кислородом (*справа*)

§ 5.2. ЗАКОН АВОГАДРО

В предыдущем параграфе вы узнали, что объем некоторой порции газа зависит от числа молекул в ней (т. е. от количества вещества), внешнего давления и температуры и не зависит от природы газа.

Отсюда вывод, сделанный в начале XIX в. А. Авогадро (о нем уже упоминалось в § 3.6), получивший название закона Авогадро:

в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре, давлении) содержится одинаковое число молекул, т. е. одинаковое количество вещества.

И, естественно, наоборот: равные количества газообразного вещества при одинаковых условиях занимают один и тот же объем.

В последнем легко убедиться на опыте разложения воды электрическим током (см. рис. 1.18). В реакции

$$2H_2O = 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

на каждые две молекулы водорода приходится одна молекула кислорода, т. е. соотношение количеств этих веществ равно 2 : 1, и, в согласии с экспериментом, объемы выделившихся газов относятся как 2 : 1.

?

1*. Какой газ (при одинаковых условиях) займет больший объем:
а) 1 г кислорода или 1 г азота; б) 1 г водорода или 1 г гелия?

2Т. Наибольшее число молекул при данных условиях содержится в 1 л: а) H_2, O_2, N_2, He; б) CO_2, CH_4, NH_3, O_3.

§ 5.3. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗА

Молярный объем газа
Нормальные условия

Важнейшим для химии следствием из закона Авогадро является представление о молярном объеме газов.

Вспомним, что такое моль для веществ, состоящих из молекул. Моль — количество вещества, содержащее число моле-

кул, равное числу Авогадро N_A ($6{,}02 \cdot 10^{23}$). Следовательно, любые газы в количестве вещества, равном 1 моль, при одинаковых условиях должны занимать один и тот же объем, который не зависит от природы газообразного вещества, но зависит от температуры и давления.

При температуре 0 °С и давлении, равном 1 атм (101,325 кПа) (эти условия обычно называют нормальными и обозначают н. у.), объем 1 моль газа, т. е. молярный объем V_m, равен 22,4 л (V_m = 22,4 л/моль). В дальнейшем мы будем иметь в виду именно эти условия и этот молярный объем (если не будет специальных оговорок).

Закон Авогадро имеет еще одно важное следствие. Коэффициенты в уравнении химической реакции указывают, в каких относительных *количествах* вещества (реагенты и продукты реакции) вступают во взаимодействие. А так как объемы газообразных веществ пропорциональны их количеству, то коэффициенты уравнения указывают объемные отношения веществ. Например, из уравнения реакции горения метана

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

видно, что 1 моль метана реагирует с 2 моль кислорода и образуется 1 моль углекислого газа (а также 2 моль воды), следовательно, с 1 объемом CH_4 реагируют 2 объема O_2, при этом получается 1 объем CO_2.

Связь объемов реагирующих газов с коэффициентами уравнения реакции позволяет производить многие расчеты без вычисления массы газообразного вещества, что очень удобно, так как на практике обычно измеряют объем газа, а не его массу.

Решим следующую задачу. Требуется рассчитать, сколько граммов воды необходимо разложить электрическим током, чтобы получить 1 л кислорода, и какой объем будет иметь выделившийся при этом водород.

$$\begin{array}{ccccc} x \text{ г} & & y \text{ л} & & 1 \text{ л} \\ 2H_2O & = & 2H_2 & + & O_2 \\ \nu = 2 \text{ моль} & & \nu = 2 \text{ моль} & & \nu = 1 \text{ моль} \\ m = 2 \cdot 18 \text{ г} & & V = 2 \cdot 22{,}4 \text{ л} & & V = 22{,}4 \text{ л} \end{array}$$

$$x = \frac{2 \cdot 18 \text{ (г)} \cdot 1 \text{ (л)}}{22{,}4 \text{ (л)}} = 1{,}6 \text{ г } H_2O; \; y = \frac{2 \cdot 22{,}4 \text{ (г)} \cdot 1 \text{ (л)}}{22{,}4 \text{ (л)}} = 2 \text{ л } H_2.$$

Мы видим при этом, что расчет объема водорода — вообще устная задача при следующей записи:

$$\overset{y\text{ л}}{2H_2O} = 2H_2 + \overset{1\text{ л}}{O_2}; \qquad y = \frac{2 \cdot 1}{2} = 2\text{ л}.$$

2 объема 1 объем

Если известны молярная масса M и молярный объем вещества V_m, то его плотность, очевидно, определяется уравнением $\rho = M/V_m$. Для газов V_m = 22,4 л/моль, и их плотность оказывается пропорциональна молярной массе.

Так, плотности кислорода и азота соответственно равны:

$$\rho(O_2) = \frac{32\text{ (г/моль)}}{22{,}4\text{ (л/моль)}} = 1{,}43\text{ г/л};$$

$$\rho(N_2) = \frac{28\text{ (г/моль)}}{22{,}4\text{ (л/моль)}} = 1{,}25\text{ г/л}.$$

Легко решается и обратная задача: определив опытным путем плотность газа, можно рассчитать его молярную массу по уравнению:

$$M = V_m \cdot \rho = 22{,}4\rho.$$

Эта формула используется для определения молярных масс неизвестных газообразных веществ по экспериментальным результатам измерения их плотности.

Например, из эксперимента известно, что плотность ацетилена равна 1,16 г/л. Следовательно, его молярная масса

$$M = 22{,}4\text{ (л/моль)} \cdot 1{,}16\text{ (г/л)} = 26\text{ г/моль}.$$

Запомнив, что средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29, в дальнейшем вы легко сможете сравнивать плотность любого газа с плотностью воздуха без знания их плотностей. Так, кислород тяжелее воздуха, так как

$$\rho(O_2) : \rho(\text{возд.}) = M(O_2) : M(\text{возд.}) = 32 : 29 = 1{,}10 > 1,$$

а азот легче воздуха

$$\rho(N_2) : \rho(\text{возд.}) = 28 : 29 = 0{,}97 < 1.$$

При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем. Этот объем называется молярным объемом газа V_m.

Нормальные условия (н. у.) — температура 0 °С и давление 1 атм (101,325 кПа).

При нормальных условиях V_m = 22,4 л/моль.

1. Какой объем занимает:

а) 1 моль углекислого газа;

б) 2 моль азота;

в) 5 моль аргона;

г) 10 моль метана?

2*. Сколько молекул находится в 1 л кислорода (н. у.), в 1 л воздуха? Сколько молекул кислорода (приблизительно) имеется в вашем кабинете химии?

3*. Какой объем кислорода необходим для полного сжигания:

а) 1 л H_2;

б) 1 г угля (считая его чистым углеродом);

в) 1 г магния?

4*. Сколько граммов перманганата калия надо разложить для получения 10 л кислорода? Сравните ваше решение с тем, которое мы давали в § 3.7.

5*. Мощная тепловая электростанция сжигает в год ~1 млн т угля. Считая содержание углерода в угле равным ~80%, вычислите годовое потребление воздуха такой электростанцией.

6*. Зная состав воздуха, вычислите его относительную молекулярную массу.

ГЛАВА 6

Водород

§ 6.1. ВОДОРОД В ПРИРОДЕ

Второй химический элемент, с которым вы познакомитесь, — водород.

По распространенности в нашей Вселенной водород занимает первое место. На его долю приходится около 92% всех атомов (8% составляют атомы гелия, доля всех остальных вместе взятых — менее 0,1%). Таким образом, водород — основная составная часть звезд и межзвездного газа. В условиях звездных температур (например, температура поверхности Солнца ~6000 °С) и межзвездного пространства, пронизанного космическим излучением, этот элемент существует в виде отдельных атомов.

Массовая доля водорода в земной коре составляет 1% — это девятый по распространенности элемент. Однако его роль в природе определяется не массой, а числом атомов, доля которых среди остальных элементов составляет ~17% (второе место после кислорода, доля атомов которого равна ~52%). Поэтому значение водорода в химических процессах, происходящих на Земле, почти так же велико, как и кислорода.

В отличие от кислорода, существующего на Земле и в связанном, и в свободном состоянии, практически весь водород на Земле находится в виде соединений; лишь в очень незначительном количестве водород в виде простого вещества имеется в атмосфере (0,00005% по объему).

Основным соединением водорода на Земле является вода. Кроме того, большое его количество входит в состав многочисленных соединений с углеродом (органических веществ), составляющих основу нефти, природного газа (*формула метана?*), угля и др. Он непременная составная часть веществ, образующих живые организмы (~6,5% от сухой массы).

?

1. Чему равна массовая доля водорода в воде?

▲ 2. Массовая доля водорода в одном из главных его соединений с углеродом на Земле равна 25%. Что это за вещество?

3. Какие еще соединения, кроме воды и метана, содержащие водород, вы знаете?

4*. Почему на звездах и в космическом пространстве отсутствуют молекулы H_2?

§ 6.2. ВОДОРОД КАК ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Гидриды

Водород занимает первую клетку таблицы Менделеева, его порядковый номер 1 (химический знак Н, читается как «аш»). Это самый легкий химический элемент.

В своих соединениях водород одновалентен. (*Найдите в § 3.1 определение понятия «валентность».*) Он образует соединения с подавляющим большинством химических элементов (кроме инертных газов и некоторых металлов В-групп).

В соединениях с водородом все неметаллы проявляют свою низшую валентность. Их химические названия включают в себя название неметалла и слово «водород»: HCl — хлороводород, H_2S — сероводород и т. д. Но наиболее часто встречающиеся вещества имеют собственные названия; три из них вы должны помнить: H_2O (?), NH_3 (аммиак) и CH_4 (?).

Соединения водорода с металлами называются гидридами. Например, NaH — гидрид натрия, AlH_3 — гидрид алюминия, TiH_2 — гидрид титана.

?

1. Чему равна относительная атомная масса, атомная масса и масса атома (в граммах) водорода?

▲ 2. Напишите формулы и назовите соединения водорода со следующими элементами:

а) фтором; г) селеном;
б) бромом; д) литием;
в) иодом; е) кальцием.

3. Содержание какого из элементов — водорода или кислорода — в воде больше: по числу атомов, по массовой доле?

§ 6.3. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДОРОДА

Молекулы водорода двухатомны. Его формула H_2. При обычных условиях — это газ без цвета, запаха и вкуса.

Имея наименьшую молекулярную массу из всех веществ, водород оказывается самым легким газом, его плотность во много раз меньше плотности воздуха. Поэтому так своеобразен способ его «переливания» из одного сосуда в другой, показанный на рисунке 6.1.

Наполненные водородом легкие оболочки «всплывают» в воздушной атмосфере, что используется для наполнения воздушных шаров-зондов, с помощью которых поднимают на большую высоту метеорологические приборы. Во время Великой Отечественной войны наполненные им аэростаты воздушного заграждения служили для защиты неба над Москвой и Ленинградом от налетов фашистской авиации (рис. 6.2). В начале прошлого века водородом наполняли дирижабли, но сейчас вследствие огнеопасности он заменен гелием.

В § 5.3 указывалось, что кинетическая энергия молекул газообразных веществ зависит только от температуры. Чем меньше масса молекул, тем выше их скорость при одной и той же температуре. Следовательно, молекулы водорода движутся быстрее молекул любого другого газа и тем самым быстрее могут передавать теплоту от одного тела к другому. Водород обладает самой высокой теплопроводностью среди газообразных веществ. Его теплопроводность примерно в 7 раз выше теплопроводности воздуха, она почти такая же, как у жидкого спирта. Это свойство водорода используется для отвода избыточной теплоты в мощных электрических машинах.

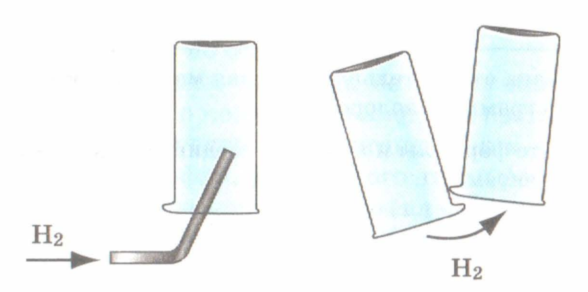


Рис. 6.1. Заполнение стакана водородом и «переливание» водорода из одного стакана в другой

Лишь гелий среди всех веществ имеет более низкую температуру кипения, чем водород. У водорода она равна –253 °С. Поэтому жидкий водород используется для получения сверхнизких температур, при которых резко изменяются свойства многих веществ. Например, при сверхнизких температурах полностью исчезает электрическое сопротивление некоторых металлов и сплавов, т. е. в них отсутствуют потери электрической энергии при передаче ее по проводам — это так называемое явление сверхпроводимости.

Насколько важно суметь использовать это явление, вы можете судить, исходя из того, что на каждой тысяче километров линий высоковольтной передачи теряется 8% электроэнергии. (*Прикиньте, сколько теряется на 10 000 км.*)

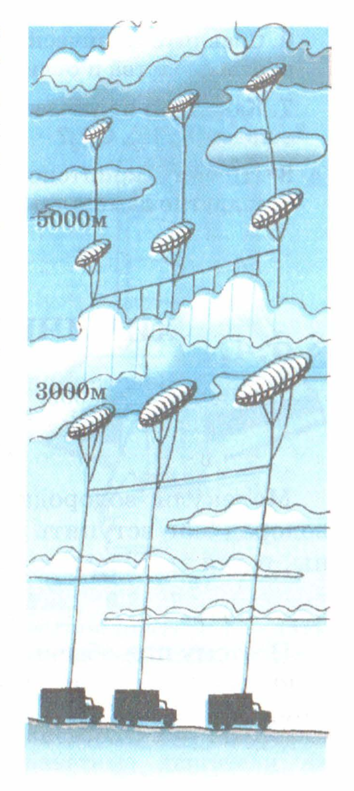


Рис. 6.2. Аэростаты заграждения

Водород малорастворим в воде. При 20 °С в 100 объемах воды растворяется не более 2 объемов H_2. Это его свойство используется в промышленности для выделения водорода из газовых смесей, в частности из смеси с углекислым газом, растворимость которого в воде гораздо выше (88 объемов CO_2 в 100 объемах H_2O).

В свободном состоянии водород существует в виде молекул H_2. Водород — самый легкий газ из всех газообразных веществ. Имеет самую высокую теплопроводность и самую низкую температуру кипения (после гелия). Малорастворим в воде.

?

1. Какова относительная молекулярная масса водорода?

2. Какова плотность водорода?

3. Во сколько раз водород легче воздуха?

4. Во сколько раз гелий тяжелее водорода и легче воздуха?

5. На каких физических свойствах водорода основано его применение?

6. Сравните физические свойства водорода и кислорода (отметьте черты сходства и отличия).

7. Какой газ из указанных лучше и какой хуже других растворим в воде: O_2, H_2, CO_2?

▲ **8*.** Почему криптоновая электролампочка меньше по размеру, чем другие лампы такой же мощности?

§ 6.4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДОРОДА

Восстановление
Реакции восстановления

Молекулы водорода H_2 довольно прочны. Для того чтобы водород мог вступить в реакцию, они должны быть разрушены, и для этого должна быть затрачена большая энергия:

$$H_2 = 2H - 432 \text{ кДж}.$$

Поэтому при обычных температурах водород вступает в реакцию только с неметаллом — фтором — с образованием фтороводорода:

$$F_2 + H_2 = 2HF.$$

С большинством же металлов и неметаллов водород реагирует при повышенной температуре или при другом воздействии, например при освещении.

Так, при высоких температуре и давлении получают очень важное для химической промышленности и сельского хозяйства вещество — аммиак:

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3.$$

При пропускании водорода над нагретым порошком титана образуется гидрид титана:

$$Ti + H_2 = TiH_2.$$

При нагревании (поджигании) водород энергично реагирует с кислородом:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O_г + 484 \text{ кДж}^1.$$

[1] Сравните это число с приведенным на с. 85. Разница обусловлена различным агрегатным состоянием воды в условиях реакций.

В этой реакции выделяется большое количество теплоты и, так как она происходит с большой скоростью, развивается высокая температура (до 2525 °C, см. § 4.11), что иногда используется в технике для получения высоких температур.

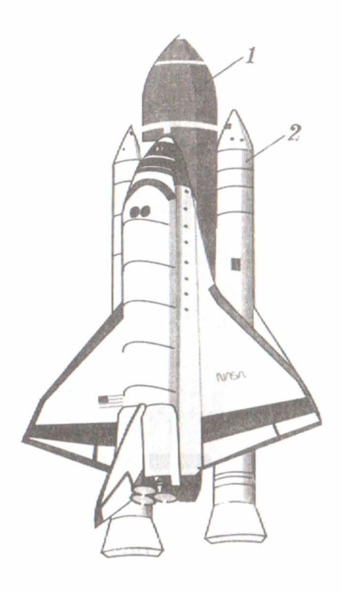


Рис. 6.3. Космический челнок (шаттл): *1* — алюминиевый танк, в двух отсеках которого находятся жидкие водород и кислород; *2* — стартовые ракетные двигатели на твердом топливе (смесь алюминия с перхлоратом аммония NH_4ClO_4)

Главное использование энергии этой реакции — в ракетных двигателях космических кораблей (рис. 6.3).

Смесь водорода с кислородом или воздухом при нагревании взрывается[1]. Наиболее взрывчата смесь, состоящая из смеси двух объемов водорода и одного объема кислорода, эта смесь называется «гремучим газом». Поэтому при работе с водородом сначала его проверяют на чистоту (§ 6.5).

Чистый водород спокойно горит; процесс горения водорода в кислороде вы можете наблюдать в опыте, продемонстрированном на рисунке 6.4[2].

Важным химическим свойством водорода является его восстановительная способность. Он может «отнимать» кислород от некоторых оксидов, например:

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O.$$

Записанное уравнение отражает реакцию восстановления.

Реакциями восстановления называются процессы, в результате которых от соединения отнимается кислород; вещества, отнимающие кислород, называются восстановителями (при этом они сами окисляются).

---

[1] Такой взрыв произошел с космическим челноком «Челенджер» в 1986 г., когда во время его запуска пламя ускорительного двигателя подожгло водородно-кислородную смесь.

[2] Важной деталью прибора является медная спираль, помещенная в трубку, по которой идет водород. Медная спираль не допускает проникновения пламени внутрь трубки с водородом.

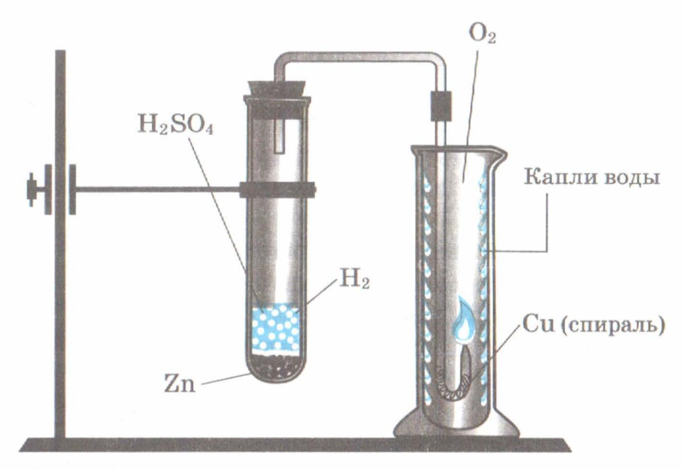


Рис. 6.4. Горение водорода в кислороде

В данной реакции оксид меди (II) восстанавливается до свободной меди (рис. 6.5). Водород в этой реакции является восстановителем. А что происходит с водородом? Он соединяется с кислородом, т. е. окисляется.

Подобного типа реакции используются в промышленности для получения некоторых чистых металлов.

Таким образом, реакция восстановления противоположна реакции окисления. Обе эти реакции всегда протекают одно-

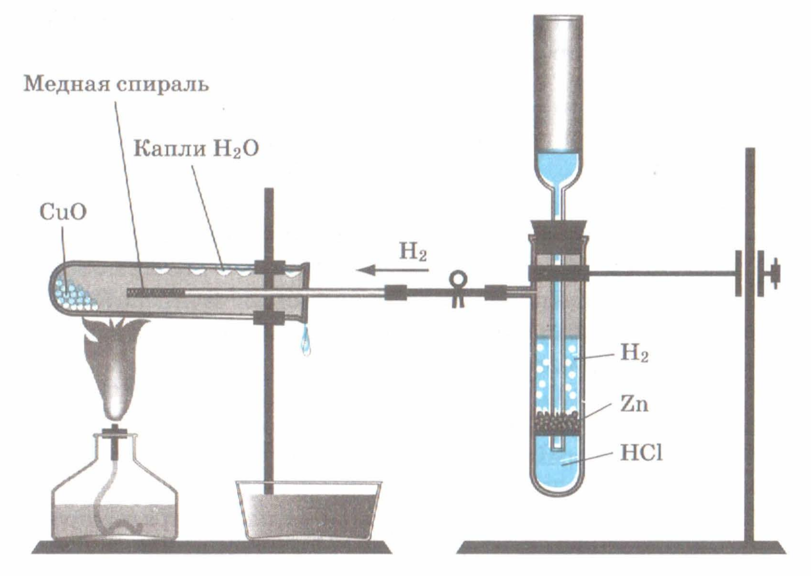


Рис. 6.5. Восстановление меди из оксида меди (II) водородом

временно как один процесс: при окислении (или восстановлении) одного вещества обязательно одновременно происходит восстановление (или окисление) другого.

Реакции, в результате которых от какого-либо соединения отнимается кислород, относятся к реакциям восстановления (эти реакции противоположны реакциям окисления), а вещества, отнимающие кислород, называются восстановителями, они сами при этом окисляются.

Водород обладает восстановительной способностью.

?

1*. Чему равен тепловой эффект реакции $2H = H_2$?

▲ **2.** По термохимическому уравнению реакции $C + O_2 = CO_2 + 394$ кДж вычислите теплоту сгорания 1 г углерода.

▲ **3.** Сколько теплоты выделяется при сгорании 1 г водорода? Сравните это значение с теплотой сгорания 1 г углерода.

▲ **4*.** Какой объем водорода необходим для восстановления 1 г железа из его оксидов?

5*. Напишите уравнения реакций, осуществляемых в следующих цепочках превращений:
а) $Cu \longrightarrow CuO \longrightarrow Cu$; б) $Fe \longrightarrow Fe_3O_4 \longrightarrow Fe$; в) $W \longrightarrow WO_3 \longrightarrow W$.
Укажите признаки (что можно наблюдать) и условия (температура) их протекания.

6*. Сколько воды потребуется разложить, чтобы из нее выделилось количество водорода, необходимое для получения 1 кг вольфрама из оксида вольфрама (VI)?

7. Каков объем водорода, который может прореагировать с 1 г титана при нагревании?

8. В трех стеклянных сосудах находятся газообразные вещества: кислород, водород и азот. Как установить наличие указанных газов?

9. Почему водород иногда называют «топливом будущего»?

10. Сравните химические свойства водорода и кислорода, отметив черты сходства и различия.

§ 6.5. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА

Еще в XVI в. было замечено, что при действии кислот на некоторые металлы выделяется «горючий воздух». Это был водород. Но только в конце XVIII в. английский ученый Г. Кавен-

диш описал его свойства. Современное название водороду дал Лавуазье: при горении водорода «рождается» вода.

Водород широко применяется в технике и лабораторных исследованиях, и для его получения разработаны различные методы.

Промышленные способы получения простых веществ зависят от того, в каком виде соответствующий элемент находится в природе, т. е. что может быть сырьем для его получения.

Так, кислород, имеющийся в свободном состоянии, получают физическим способом — выделением из жидкого воздуха. А практически весь водород на Земле находится в виде соединений, поэтому для его получения применяют химические методы. При этом иногда могут быть использованы реакции разложения. Одним из способов получения водорода, как вам уже известно, служит реакция разложения воды электрическим током.

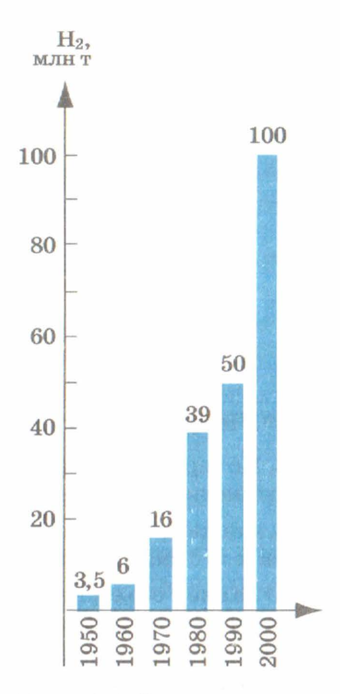


Рис. 6.6. Годовое производство водорода в мире

В разрабатываемых сейчас способах применения водорода в качестве топлива на автомобильном транспорте используют реакции разложения гидридов металлов, в частности гидрида титана, при нагревании:

$$TiH_2 \underset{<400\ °C}{\overset{>400\ °C}{\rightleftarrows}} Ti + H_2\uparrow.$$

Основной промышленный способ получения водорода — реакция метана с водой. Она проводится при высокой температуре (легко убедиться, что при пропускании метана даже через кипящую воду никакой реакции не происходит):

$$CH_4 + 2H_2O = CO_2 + 4H_2 - 165\ кДж.$$

В этой реакции, как вы видите, получается не чистый водород, а его смесь с углекислым газом. Их разделяют, пропуская смесь через большое количество воды (*на чем основан этот способ разделения?*).

Сравнительно большое количество водорода получают также при переработке каменноугольной смолы.

Электролизом воды получают около 1 млн т водорода, но такой газ обходится в 2 раза дороже полученного из метана.

На диаграмме (рис. 6.6) показано, как увеличивается производство водорода в мире.

В лаборатории для получения простых веществ используют не обязательно природное сырье, как в случае промышленного производства. Выбирают те исходные вещества, из которых легче выделить необходимое вещество. Например, в лаборатории не получают кислород из воздуха (*вспомните лабораторные способы получения кислорода*). Это же относится и к получению водорода.

Один из лабораторных способов получения водорода, который применяется иногда и в промышленности, — разложение воды электрическим током. С этим способом вы уже неоднократно сталкивались.

Другой способ — взаимодействие кислот с металлами. Обычно в лабораториях водород получают взаимодействием цинка с соляной кислотой:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Соляная кислота — Хлорид цинка

При этом металл — цинк з а м е щ а е т водород в соляной кислоте.

Для получения небольших количеств водорода можно использовать прибор, показанный на рисунке 6.7.

Полученный тем или иным способом водород может быть загрязнен воздухом, с которым, как вы уже знаете, он образует взрывчатую смесь, и потому работать с таким водородом

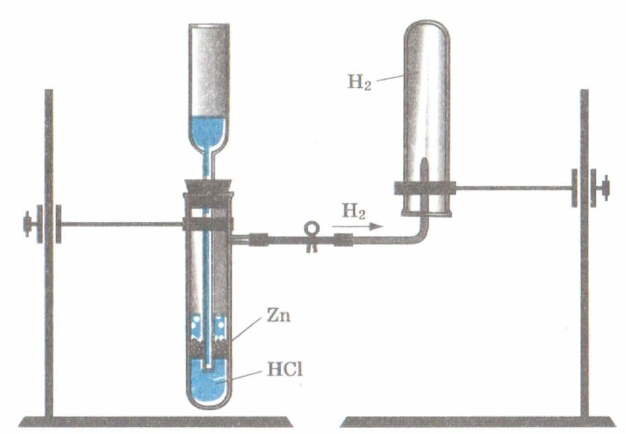


Рис. 6.7. Получение водорода в лабораторных условиях и его собирание методом вытеснения воздуха

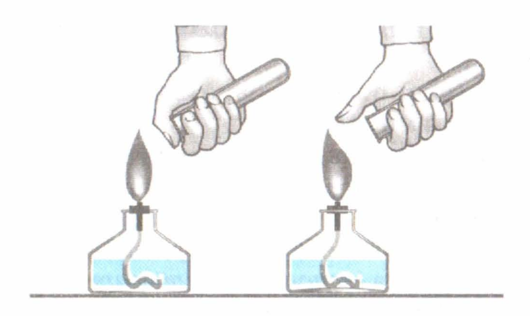


Рис. 6.8. Проба водорода на чистоту

опасно. Для проверки чистоты водорода, а это необходимо делать *всегда перед началом любых действий с ним*, поступают следующим образом.

Наполняют водородом пробирку и подносят ее открытым концом к пламени (рис. 6.8). Если в пробирке смесь водорода с воздухом — происходит взрыв (безопасный), если же чистый водород, то он спокойно сгорает — реакция происходит только в том месте, где в ее зону поступает воздух.

Для получения водорода применяют и другие реакции, с некоторыми из них вы познакомитесь позже.

Основной промышленный способ получения водорода — взаимодействие метана с водой.

Основные лабораторные способы получения водорода: разложение воды электрическим током и взаимодействие металлов, например цинка, с соляной или серной кислотами.

Перед работой с водородом всегда необходимо проверять его на чистоту.

?

1. Какие вы знаете простые вещества, получаемые из природного сырья физическими методами?

2*. Водород может быть получен в промышленности по следующей схеме:

$$H_2O + C \xrightarrow{t} H_2 + CO_2.$$

Какое вещество в данном процессе восстанавливается и какое — окисляется? Поставьте коэффициенты в уравнении реакции.

3. Сколько граммов цинка должно вступить в реакцию с кислотой для получения 10 л водорода (н. у.)?

4. С помощью каких реакций с участием серной кислоты, оксида железа (II) и цинка можно получить сначала водород, а затем железо? Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

5. Водород получается при действии кислот (серной H_2SO_4, соляной HCl) на некоторые металлы (например, магний, железо). При этом атомы водорода в кислотах замещаются атомами металлов. Напишите уравнения реакций получения водорода, исходя из перечисленных веществ. Учтите, что железо в этих реакциях проявляет валентность II.

6. Каков объем водорода, который может быть получен из 1 г гидрида титана?

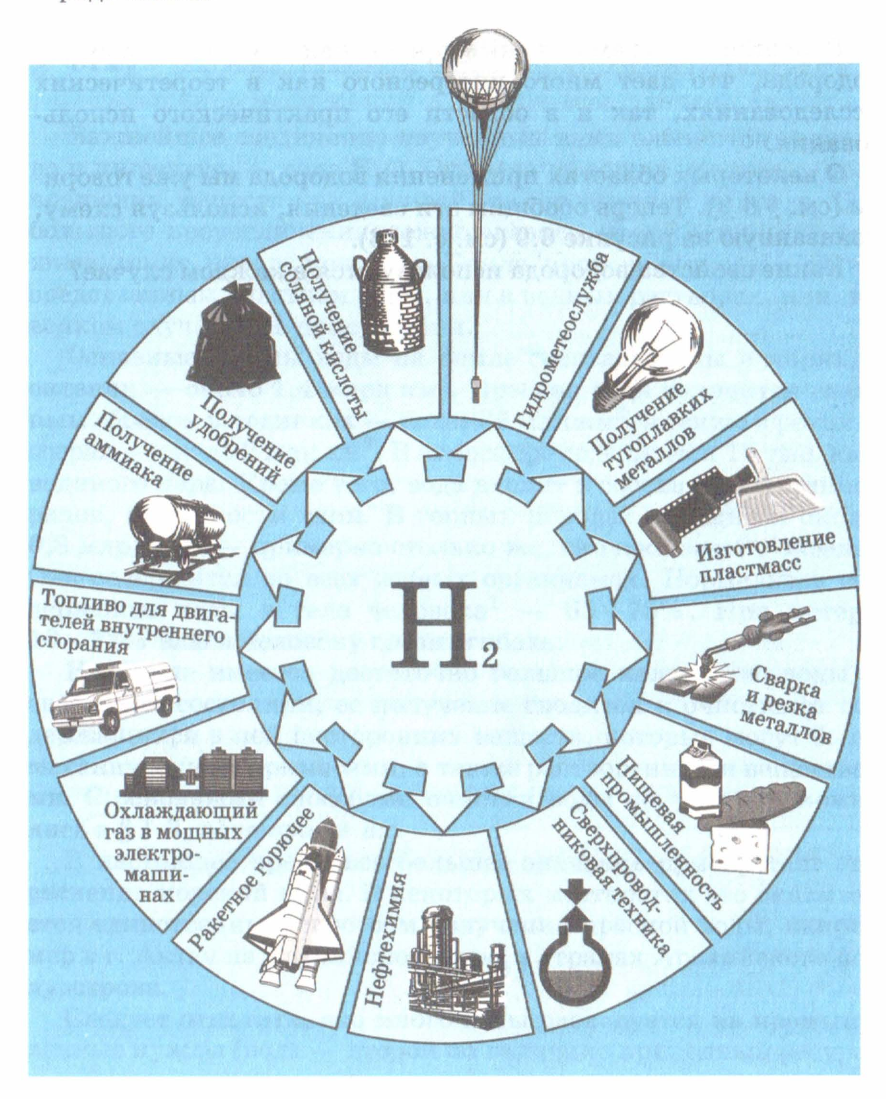


Рис. 6.9. Некоторые области применения водорода

▲ 7*. Считая объем газа обратно пропорциональным давлению, вычислите, при каком давлении водород, выделившийся из 1 г TiH_2, займет объем 1 $см^3$.

§ 6.6. ПРИМЕНЕНИЕ ВОДОРОДА

В настоящее время ученые продолжают изучать свойства водорода, что дает много интересного как в теоретических исследованиях, так и в области его практического использования.

О некоторых областях применения водорода мы уже говорили (см. § 6.3). Теперь обобщим эти сведения, используя схему, показанную на рисунке 6.9 (см. с. 113).

Какие свойства водорода используются в каждом случае?

ГЛАВА 7

Вода. Водные растворы

§ 7.1. ВОДА В ПРИРОДЕ. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДЫ

Важнейшее соединение изученных вами элементов водорода и кислорода — вода H_2O. Огромна ее роль в процессах превращения веществ как в живой, так и неживой природе. Без большого преувеличения можно сказать, что практически все химические превращения на Земле происходят или с непосредственным участием воды, или в водных растворах, или, во всяком случае, в ее присутствии.

Основные запасы воды на Земле сосредоточены в морях и океанах — около 1,4 млрд км^3. Пресная вода находится главным образом в ледниках — более 30 млн км^3, а также в реках и озерах — около 2 млн км^3. В атмосфере содержится 14 тыс. км^3 водяного пара. Кроме того, вода входит в состав многих минералов, в частности глин. В горных породах находится около 0,8 млрд км^3 — примерно столько же, сколько воды в океане. Она содержится во всех живых организмах. Нормальное содержание воды в теле человека[1] — 65—75%. При потере 10—12% влаги человеку грозит гибель.

На Земле имеется достаточно большое количество воды в свободном состоянии, ее получение сводится к очистке от содержащихся в ней посторонних веществ, которые могут быть механическими примесями, а также растворенными веществами. С основными способами очистки воды вы уже ознакомились в § 1.3, *повторите их*.

В настоящее время все большее значение приобретает опреснение морской воды. В некоторых местностях это оказывается единственным способом получения пресной воды, например в г. Актау на Каспийском море, в странах Аравийского полуострова.

Следует отметить, что много воды расходуется на промышленные нужды (вода — второй по величине природный ресурс,

---

[1] В теле тяжелоатлета 5—6 «ведер воды».

используемый человеком, на первом месте — воздух). Например, для очистки 1 т нефти надо затратить 18 м^3 воды, выплавка 1 т стали требует расхода 25—120 м^3 воды, алюминия — 1500 м^3, производство химических волокон — 2000 м^3. Кроме того, повышенный расход воды связан с увеличением площадей орошаемого земледелия, например на орошение площади в 1 га земли, занятой рисом, необходимо 10 000—20 000 м^3 воды в год, а также с ростом городов, например Москва ежесуточно потребляет около 4,5 млн м^3. Все это ведет к дефициту воды в ряде районов Земли, в том числе в нашей стране.

В связи с этим перед наукой, и в первую очередь перед химией, возникает проблема способов глубокой очистки воды после употребления для повторного использования в системах замкнутого цикла водоснабжения.

Основные источники воды — моря и океаны, реки и озера. Для всех хозяйственных нужд используется пресная природная вода после ее очистки.

?

1*. Вычислите, какая массовая доля (в %) воды от всего ее количества на Земле приходится на:
а) океаны и моря;
б) ледники;
в) озера и реки;
г) атмосферу;
д) литосферу.

2*. Вычислите массовую долю воды в глине — каолине $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

3. Сколько «ведер воды» содержится в вашем организме? (Объем ведра равен 12 л.)

4*. Укажите методы опреснения морской воды.

5. Нарисуйте диаграмму расхода воды на производство различных продуктов.

§ 7.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ

Вода — одно из веществ в природе, которое в земных условиях существует во всех трех агрегатных состояниях — твердом, жидком и газообразном (рис. 7.1). Температуры, при которых происходит плавление и кипение воды, еще в середине XVIII в. были выбраны за опорные точки температурной шкалы — шкалы Цельсия. Им были *приписаны* значения

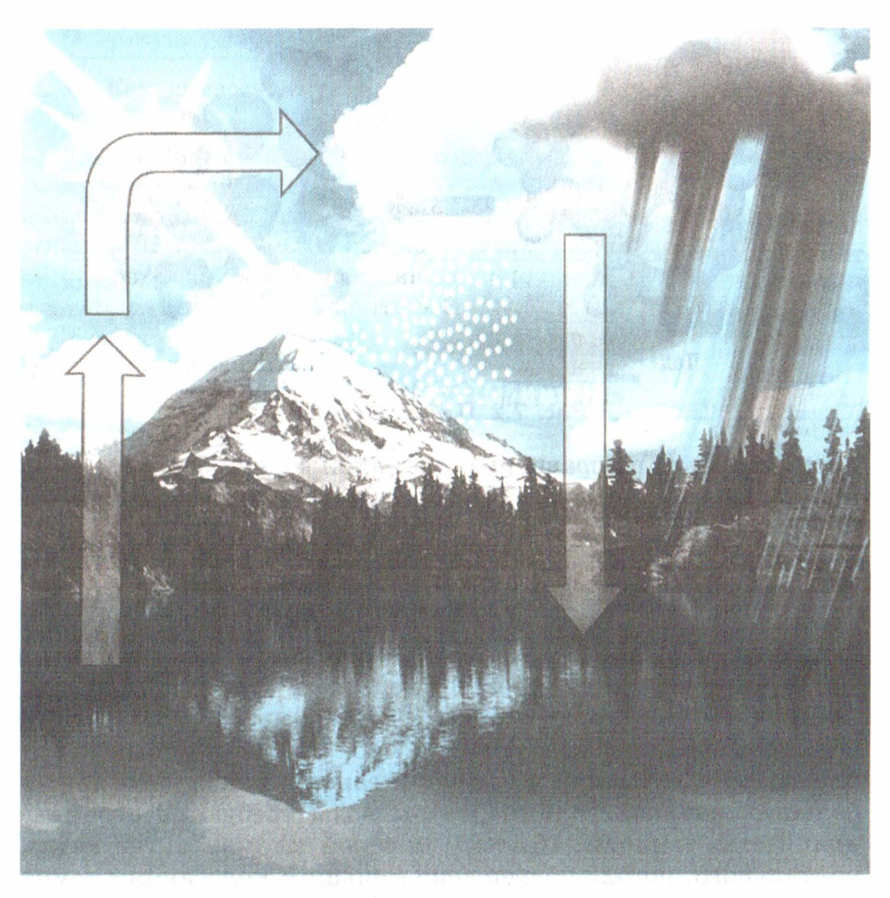


Рис. 7.1. Три агрегатных состояния воды в природе: лед (снег) в горах, жидкая вода в озере, облака в атмосфере, образующиеся за счет конденсации водяного пара

0 (плавление льда) и 100 (кипение воды) соответственно, а градус — это одна сотая часть этого интервала температур.

В XVIII в. вода послужила также эталоном для выбора единицы массы. Массе 1 см^3 воды было приписано значение 1 г. Следовательно, плотность воды $\rho = 1$ г/см^3. Это очень удобно: масса порции воды численно равна ее объему. В отличие от подавляющего большинства других веществ плотность воды в твердом состоянии — льда (0,92 г/см^3) меньше, чем в жидком. Поэтому лед плавает, что имеет огромное значение для жизни природы, так как в противном случае все водоемы холодного и умеренного климатических поясов промерзли бы до дна и лишь в летнее время оттаивали бы с поверхности. Меньшая

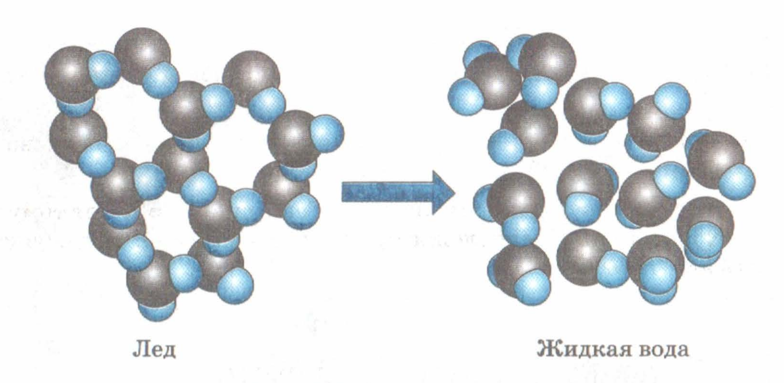


Рис. 7.2. Плавление льда

плотность льда по сравнению с жидкой водой обусловлена его кристаллической структурой, содержащей пустоты (рис. 7.2), которая разрушается при плавлении.

Вода обладает наибольшей среди всех других веществ теплоемкостью, равной 4,2 Дж/(г · град). В прошлом ее теплоемкость также служила эталоном и принималась за единицу: единицей теплоты — калорией — считали количество теплоты, необходимое для нагрева 1 г воды на 1 °С.

Большая теплоемкость воды (в 3100 раз превышающая теплоемкость воздуха и по крайней мере в 4 раза горных пород) определяет климатическую роль океанов, так как даже для небольших изменений температуры воды требуются огромные количества теплоты. Поэтому морской климат мягче континентального, погода подвержена меньшим колебаниям температуры. Вам известна также роль Гольфстрима в климате Европы или холодного течения Ойя-сио на Дальнем Востоке.

Вода — очень плохой проводник электричества. Ее 1 см^3 имеет такое же электрическое сопротивление, как медный провод сечением 1 см^2 и длиной ~1 млрд км (для сравнения укажем, что до Солнца от Земли ~150 млн км). Но уже небольшие количества примесей резко увеличивают ее электропроводность. Так, электропроводность воды, содержащей растворенный воздух, в 100 раз больше, чем воды, полностью освобожденной от газов. Поэтому при разложении воды электрическим током на водород и кислород для обеспечения электропроводности в нее добавляют некоторые вещества, в частности серную кислоту (либо щелочь, соду). Почему именно эти вещества, вы узнаете при дальнейшем изучении химии в 9 классе.

Значение электропроводности воды можно использовать для контроля ее чистоты.

?

1*. Какую массу имеет 1 $м^3$, 1 л, 1 мл, 1 капля, 1 стакан, 1 ведро воды?

2. Сколько молей и молекул содержится в чайной ложке воды, масса которой 4,5 г?

3. Опреснять морскую воду предлагал еще около 2500 лет тому назад Аристотель. Предположите, каким способом он мог осуществить этот процесс.

§ 7.3. ВОДА — РАСТВОРИТЕЛЬ

Растворитель

Вода — химически активное вещество, поэтому она взаимодействует со многими другими веществами. Самое общеизвестное, видимое из таких взаимодействий — растворение веществ в воде. Вода является наиболее универсальным *растворителем*, т. е. в ней хорошо растворяются многие вещества.

Мы уже говорили о растворении в воде газов. Именно растворенный кислород воздуха обеспечивает жизнь водных организмов. А сероводород, образующийся при разложении остатков организмов, делает водоем безжизненным, как это имеет место, например, в глубинах Черного моря.

Растворяются в воде и жидкие вещества. Вам известны водные растворы кислот, например серной кислоты, применяемой для получения водорода в лаборатории, для заливки автомобильных аккумуляторов и т. д., уксусной кислоты, широко используемой в быту и в пищевой промышленности.

Широко применяются и водные растворы твердых веществ (вы, естественно, хорошо знаете на вкус растворы поваренной соли и сахара, лимонной кислоты, пользуетесь растворами мыла).

Любая природная вода — раствор. Общеизвестна соленость морской воды. В 1 л воды Мирового океана содержится ~35 г растворенных веществ, главным образом солей, в том числе «соленого» хлорида натрия $NaCl$. Питьевая вода из разных источников может иметь различный химический состав, что сказывается на ее вкусе. Даже дождевая вода содержит растворенные примеси, в чем легко убедиться: при ее нагревании выделяются пузырьки газа, при упаривании получается твердый остаток (около 1 г из 30 кг воды).

Растворитель — это вещество, растворяющее другие вещества. В воде хорошо растворяются многие газы, жидкие и твердые вещества.

?

1. Приведите по одному-два примера использования воды как растворителя в быту, в промышленности, в сельском хозяйстве.

2. Приведите три примера, когда вещества применяются лишь в растворенном виде.

§ 7.4. РАСТВОРЕНИЕ — ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЙ ПРОЦЕСС

Раствор
Растворение

Смешаем два вещества. Что произойдет? В зависимости от природы веществ и условий, в которых осуществляется операция смешивания, возможны три предельных случая.

1. Вещества не изменяются. Образуется механическая смесь. Ее состав переменный, вы можете получать такие смеси, смешивая вещества в любых отношениях.

2. Произойдет химическая реакция. При смешивании вещества будут взаимодействовать в определенных отношениях (действует закон постоянства состава, *сформулируйте его*), в результате образуется новое вещество, свойства которого отличаются от свойств исходных веществ. (*Вспомните признаки протекания химических реакций, § 1.4.*)

3. Образуется раствор.

Что же такое раствор? Сначала дадим определение этому понятию.

Раствор — это химическая система (вещество) переменного состава, образованная несколькими веществами, между которыми нет поверхностей раздела.

Вещества, образующие раствор, называются компонентами раствора. Один из компонентов раствора — растворитель.

Например, раствор кислорода в воде образован веществом кислородом O_2 и веществом водой H_2O, компоненты этого раствора — кислород и вода, вода — растворитель. Раствор поваренной соли в воде состоит из двух компонентов — хлорида натрия NaCl и воды H_2O, вода — растворитель.

Отсутствие поверхности раздела между веществами — компонентами раствора отличает раствор от механической смеси, также состоящей из нескольких компонентов.

Конечно, вам понятно, что процесс растворения — это не физический процесс смешения, раствор — не смесь, так как его свойства не складываются из свойств компонентов. Но вместе с тем процесс растворения нельзя отнести к собственно химическим реакциям, так как раствор не представляет собой химическое соединение, подчиняющееся закону постоянства состава. Состав раствора может меняться в широких пределах.

Д. И. Менделеев первым указал на промежуточную между смесями и химическими соединениями природу растворов. Его точка зрения легла в основу представления о том, что растворение — это физико-химический процесс.

Что же происходит при растворении вещества?

Во-первых, при растворении вещество дробится до молекул (поэтому исчезает поверхность раздела). Последние равномерно распределяются среди молекул растворителя, смешиваются с ними — это ф и з и ч е с к а я с т о р о н а процесса растворения. Рисунок 7.3 схематически иллюстрирует сказанное.

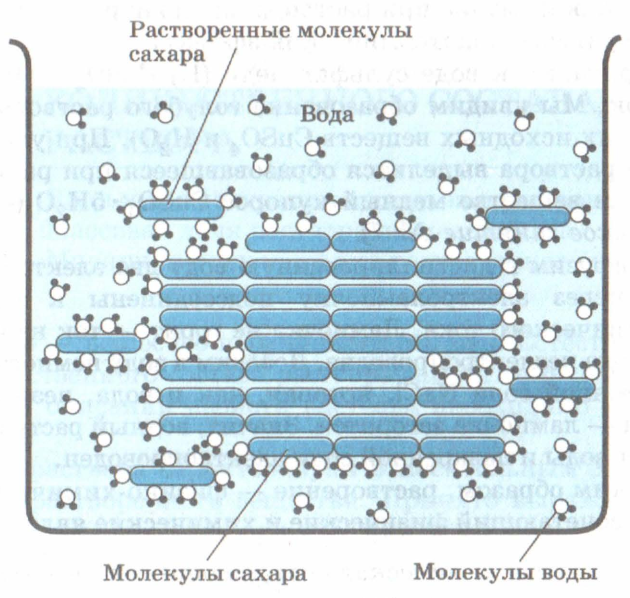


Рис. 7.3. Растворение кристаллического сахара в воде (вода — растворитель)

Одновременно происходит взаимодействие растворенного вещества с молекулами растворителя. Образующиеся при этом соединения — непрочные и имеют переменный состав в зависимости от температуры, содержания вещества и других факторов. Образование этих соединений, т. е. химический процесс, сопровождающий растворение, характеризуется теми же признаками, по которым мы определяем химические реакции: выделение или поглощение теплоты, изменение окраски, вообще появление свойств, отсутствующих по отдельности у веществ, входящих в состав раствора.

В этом можно убедиться на следующих опытах-примерах.

Смешаем равные объемы, например по 5 мл, воды и этилового спирта и измерим объем образовавшегося раствора. Он окажется меньше 10 мл, т. е. объем раствора не является суммой объемов образующих его компонентов! Кроме того, в данном процессе выделяется теплота, в этом легко убедиться даже на ощупь.

Опустим в воду термометр и прибавим к ней в одном случае немного серной кислоты, а в другом — кристаллы аммиачной селитры (вещество, применяемое как удобрение). В первом случае при растворении кислоты мы будем наблюдать повышение температуры (экзотермический эффект), а во втором случае при растворении селитры — понижение температуры (эндотермический эффект).

Прибавим к воде сульфат меди (II) $CuSO_4$ — белый порошок. Мы увидим образование голубого раствора (из бесцветных исходных веществ $CuSO_4$ и H_2O). При упаривании этого раствора выделится образовавшееся при растворении голубое вещество медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (*см. практическое занятие № 7*).

Погрузим в дистиллированную воду два электрода, которые через электролампочку подсоединены к источнику электрического тока. Лампочка не горит — ток не идет, так как вода неэлектропроводна. Добавим в воду немного твердой поваренной соли NaCl, которая, как и вода, неэлектропроводна — лампочка загорится. Значит, водный раствор в отличие от воды и поваренной соли электропроводен.

Таким образом, растворение — физико-химический процесс, сочетающий физические и химические явления.

Раствор — это химическая система переменного состава, образованная несколькими исходными веществами (компонентами), между которыми нет поверхностей раздела.

Одно из исходных веществ — растворитель.

Процесс растворения сочетает в себе физический процесс (дробление до молекул) и химическое взаимодействие компонентов.

Растворение — это физико-химический процесс.

?

1. Приведите по одному примеру пар веществ, при смешении которых: а) образуется смесь; б) образуется раствор; в) произойдет химическая реакция.

2*. Приведите пример двух веществ, при смешении которых в одних условиях образуется смесь, а в других — идет химическая реакция.

3*. Приведите пример двух веществ, при смешении которых в одних условиях образуется раствор, а в других — идет химическая реакция.

▲ **4*.** Установите опытным путем, экзотермичны или эндотермичны процессы растворения в воде следующих веществ: сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, кальцинированной соды Na_2CO_3, уксусной кислоты CH_3COOH, сульфата меди $CuSO_4$, медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

§ 7.5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОЛИЧЕСТВЕННОГО СОСТАВА РАСТВОРА

Доля и концентрация вещества в растворе
Массовая доля растворенного вещества
Молярная концентрация растворенного вещества

Раствор — вещество переменного состава. Естественно, что от количественного состава раствора зависят его свойства, поэтому при описании свойств раствора необходимо указывать его состав.

Состав раствора характеризуют относительным содержанием в нем растворенного вещества. Принято выражать состав растворов через массовые д о л и, или к о н ц е н т р а ц и и.

Доля показывает отношение массы, объема или количества растворенного вещества к суммарной массе, объему или сумме количеств вещества всех компонентов раствора.

Итак, **массовая доля растворенного вещества — это отношение его массы *m* к массе раствора m_p.** Ее принято обозначать буквой *w* (дабл'ю):

$$w = \frac{m}{m_p}.$$

Эта величина выражается в долях единицы или в процентах.

Рассмотрим примеры расчетов с использованием массовой доли растворенного вещества.

1. В 10 г раствора содержится 1 г растворенного вещества. Требуется определить массовую долю этого вещества в растворе.

Согласно определению массовая доля вещества в этом растворе равна:

$$w = \frac{1}{10} = 0{,}1, \text{ или } 10\%.$$

2. В 10 г воды растворили 1 г хлорида натрия. Какова массовая доля NaCl в полученном растворе?

Сначала найдем массу раствора. Она составит

$$m_p = m(H_2O) + m(NaCl) = 10 + 1 = 11 \text{ г}.$$

Отсюда

$$w = \frac{m(NaCl)}{m_p} = \frac{1}{11} = 0{,}09, \text{ или } 9\%.$$

3. Сколько воды потребуется для разбавления 37%-ной соляной кислоты (раствор HCl в воде), чтобы приготовить 0,5 кг медицинской кислоты с массовой долей HCl 0,1%?

Сначала вычислим массу HCl в медицинской кислоте, исходя из формулы, выражающей массовую долю:

$$m(HCl) = m_p \cdot w = 0{,}5 \cdot 0{,}001 = 0{,}0005 \text{ кг} = 0{,}5 \text{ г}.$$

Используя ту же формулу, найдем массу исходного раствора кислоты, содержащего 0,5 г HCl:

$$m_p = \frac{m(HCl)}{w} = \frac{0{,}5}{0{,}37} = 1{,}35 \text{ г}.$$

Значит, чтобы приготовить 0,5 кг (500 г) медицинской кислоты, надо взять 1,35 г 37%-ной соляной кислоты и добавить воды

$$m(H_2O) = 500 \text{ (г)} - 1{,}35 \text{ г} \approx 500 \text{ (г)}$$

или $V(H_2O) = m(H_2O) / \rho(H_2O) = 500 / 1 = 500$ мл

[вы помните, что плотность воды $\rho(H_2O) = 1$ г/мл].

Как было указано выше, помимо долей состав раствора выражают с помощью концентрации вещества в растворе.

В лабораторной практике часто используют *молярную концентрацию*.

Молярная концентрация — это отношение количества растворенного вещества ν (в молях) к объему раствора *V* (в литрах). Ее принято обозначать буквой *C*:

$$C = \frac{\nu}{V}.$$

Например, если 1 л раствора серной кислоты содержит 2 моль H_2SO_4, значит, молярная концентрация равна 2 моль/л. Такой раствор называют двумолярным и обозначают так: 2М H_2SO_4. Запись 0,1М раствор NaCl означает, что в 1 л раствора содержится 0,1 моль NaCl. Такой раствор называют децимолярным.

Рассмотрим пример расчета с применением молярной концентрации.

Требуется рассчитать, какой объем 2М H_2SO_4 необходим для получения 1 л водорода (н. у.) по реакции кислоты с цинком.

Записываем уравнение реакции и рассчитываем количество H_2SO_4 (в молях), которое требуется для получения 1 л H_2:

$$\underset{1\ \text{моль}}{\overset{x}{H_2SO_4}} + Zn = \underset{22,4\ \text{л}}{\overset{1\ \text{л}}{H_2}} + ZnSO_4,$$

$$\nu = x = \frac{1\ (\text{моль}) \cdot 1\ (\text{л})}{22,4\ (\text{л})} = 0,0446\ \text{моль}.$$

Отсюда находим искомый объем кислоты:

$$V = \frac{\nu}{C} = \frac{0,0446\ (\text{моль})}{2\ (\text{моль/л})} = 0,0223\ \text{л} = 22,3\ \text{мл}.$$

Количественный состав раствора выражают через долю, или концентрацию вещества в растворе.

Массовая доля растворенного вещества — отношение его массы к массе раствора. Массовая доля *w* выражается в долях единицы или в процентах.

Молярная концентрация вещества в растворе *C* — отношение количества растворенного вещества (в молях) к объему раствора (в литрах).

Молярную концентрацию выражают в моль/л.

?

1*. Считая, что кусочек сахара-рафинада имеет массу 5,6 г, вычислите массовую долю сахара в вашем чае.

2*. Какова массовая доля (в %) соли в супе, который вы обычно едите? (Чайная ложка вмещает около 10 г поваренной соли.)

3*. Сколько надо взять 70%-ной уксусной эссенции и воды, чтобы приготовить 0,5 л столового уксуса (9%)? Для расчетов примите, что все растворы имеют плотность $\rho = 1$ г/см^3.

▲ **4*.** Сколько необходимо 5М HCl и цинка для получения 10 л H_2 (н. у.)?

▲ **5*.** К 1 г цинка прибавили 100 мл 1М раствора серной кислоты. Какие вещества и в каком количестве окажутся в сосуде после окончания реакции?

▲ **6*.** Поступающая в продажу соляная кислота содержит 427 г HCl в 1 л. Рассчитайте молярную концентрацию кислоты. Во сколько раз ее надо разбавить, чтобы получить 5М раствор?

▲ **7*.** Для приготовления маринада для капусты взяли 1 стакан сахара (200 г), 1 стакан 6%-ного уксуса и 3 стакана воды. Определите массовую долю (в %) каждого вещества в маринаде.

▲ **8*.** Маринад для огурцов содержит уксусную кислоту, w = 6%, и поваренную соль, w = 6%. Рассчитайте, сколько надо взять 9%-ного уксуса, поваренной соли и воды для приготовления 1 л маринада (примите плотности растворов равными 1 г/см^3; столовая ложка вмещает 30 г соли).

▲ **9*.** Маринад для помидоров содержит уксусную кислоту, w = 3%, поваренную соль, w = 1%, сахар, w = 10%. Рассчитайте, сколько надо взять 9%-ного уксуса, поваренной соли, сахара и воды для приготовления 1 л маринада (плотности растворов считайте равными 1 г/см^3, столовая ложка вмещает 30 г соли или сахара).

▲ **10*.** Для приготовления рассола при солении огурцов на ведро воды требуется 600 г поваренной соли. Вычислите концентрацию вещества в растворе.

§ 7.6. РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ

Насыщенный раствор
Растворимость вещества
Равновесие

При образовании механической смеси взаимодействия между веществами — компонентами смеси отсутствуют, поэтому вещества физически могут смешиваться в л ю б ы х количественных соотношениях.

Образование химического соединения в результате химической реакции в соответствии с законом постоянства состава требует вполне определенных соотношений вступающих в реакцию веществ.

Процесс растворения является физико-химическим взаимодействием веществ, имеющим и физические, и химические признаки. Поэтому при образовании растворов вещества могут взаимодействовать в переменных, но ограниченных отношениях. Эти ограничения определяются свойствами компонентов раствора.

Внесем в некоторое количество воды немного сахара. Перемешаем и убедимся, что кристаллы полностью растворились. Прибавим еще одну порцию сахара, дадим ей раствориться, прибавим еще, еще... Наконец наступит такое состояние раствора, когда очередная порция сахара больше не растворяется. Это значит, что между кристаллами твердого вещества и раствором установилось подвижное равновесие: сколько молекул сахара переходит в раствор, столько же их из него выделяется.

Такой раствор, находящийся в равновесии[1] с растворяемым веществом, называется насыщенным. Массовая доля сахара в насыщенном растворе при комнатной температуре равна 0,7, или 70%.

Проведем такой же опыт с поваренной солью (хлоридом натрия NaCl). Даже без измерений легко заметить, что насыщение раствора произошло при значительно меньшем содержании соли в нем, чем в опыте с сахаром. Действительно, массовая доля NaCl в насыщенном растворе равна 26% при 20 °C.

Различная растворимость сахара и хлорида натрия объясняется неодинаковым взаимодействием их с водой, так как это разные вещества с разными, естественно, свойствами. Поэтому **концентрация вещества в насыщенном растворе есть свойство вещества, называемое его растворимостью.** Таким образом, растворимость сахара и соли в воде различна. Ранее, как вы, возможно, помните, мы отмечали различную растворимость газов в воде (O_2, H_2, CO_2).

Растворимость зависит, конечно, не только от природы растворяемого вещества, но и от растворителя — ведь взаимодействие взаимно. И в этом легко убедиться на опыте.

Нальем в одну пробирку воду, а в другую — этиловый спирт и прибавим по нескольку кристалликов иода. Мы увидим, что

---

[1] Равновесным называется такое состояние системы, при котором *все* происходящие в ней процессы имеют одинаковые скорости.

окраска спиртового раствора значительно интенсивнее, так как в спирте иода растворяется больше (почти в 100 раз). Поэтому в аптечке иод — это спиртовой раствор, а не водный.

Существуют вещества с неограниченной взаимной растворимостью. Так, смешиваются в любых соотношениях с водой серная и уксусная кислоты, этиловый спирт. Для этих веществ, очевидно, говорить о растворимости не имеет смысла, так как они не образуют насыщенных растворов.

В представленной таблице 7.1 приведены растворимости в воде веществ, большинство которых вам уже известно. В последней колонке дана условная оценка растворимости вещества, которой часто пользуются на практике: растворимое, малорастворимое, нерастворимое вещество.

Растворимость* некоторых веществ в воде при 20 °С *Таблица 7.1*

Название вещества	Химическая формула	Массовая доля, %*	Молярная концентрация, моль/л	Условная оценка
Гидроксид алюминия	$Al(OH)_3$	$3{,}1 \cdot 10^{-8}$	$4 \cdot 10^{-9}$	Н
Карбонат кальция	$CaCO_3$	$7 \cdot 10^{-4}$	$7 \cdot 10^{-5}$	Н
Гидроксид кальция	$Ca(OH)_2$	0,16	0,02	М
Фосфат кальция	$Ca_3(PO_4)_2$	$1{,}9 \cdot 10^{-5}$	$6{,}2 \cdot 10^{-7}$	Н
Сульфат кальция	$CaSO_4$	0,44	$3{,}2 \cdot 10^{-2}$	М
Гидроксид меди (II)	$Cu(OH)_2$	$1{,}8 \cdot 10^{-6}$	$1{,}8 \cdot 10^{-7}$	Н
Сульфат меди (II)	$CuSO_4$	18,0	1,36	Р

Название вещества	Химическая формула	Массовая доля, %	Молярная концентрация, моль/л	Условная оценка
Гидроксид железа (II)	$Fe(OH)_2$	$5 \cdot 10^{-5}$	$6 \cdot 10^{-6}$	Н
Гидроксид железа (III)	$Fe(OH)_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$	$1,9 \cdot 10^{-10}$	Н
Хлорид калия	KCl	25,6	4,50	Р
Иодид калия	KI	59,1	6,16	Р
Перманганат калия	$KMnO_4$	5,98	0,394	Р
Нитрат калия	KNO_3	24,0	2,76	Р
Гидроксид магния	$Mg(OH)_2$	$6 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-4}$	Н
Сульфат магния	$MgSO_4$	26,0	3,01	Р
Карбонат натрия	Na_2CO_3	17,9	2,01	Р
Хлорид натрия	NaCl	26,4	5,42	Р
Гидрокарбонат натрия	$NaHCO_3$	8,8	1,11	Р
Гидроксид натрия	NaOH	52,0	20,1	Р

Название вещества	Химическая формула	Массовая доля, %	Молярная концентрация, моль/л	Условная оценка
Сульфат натрия	Na_2SO_4	16,1	1,31	Р
Хлорид цинка	$ZnCl_2$	78,6	12,1	Р
Гидроксид цинка	$Zn(OH)_2$	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-6}$	Н
Сульфат цинка	$ZnSO_4$	35,1	3,16	Р

* Растворимость указана через массовую долю и молярную концентрацию вещества в насыщенном растворе. Условная оценка растворимости вещества: Н — нерастворимое, М — малорастворимое, Р — растворимое.

Растворимость веществ зависит от температуры. Ранее вы уже узнали, что растворимость газов в воде уменьшается с повышением температуры. Воду почти полностью можно освободить от растворенных в ней газов кипячением. Растворимость большинства твердых веществ с повышением температуры увеличивается, хотя есть и исключения (рис. 7.4).

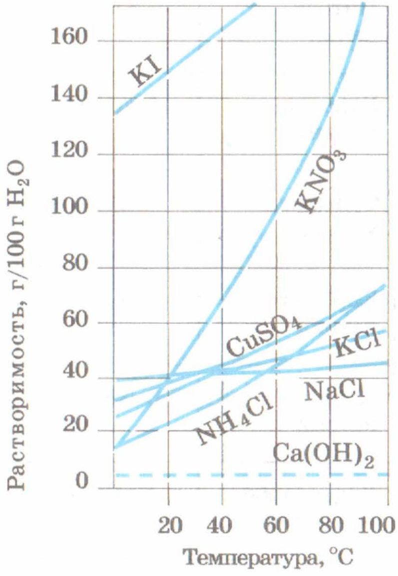


Рис. 7.4. Зависимость растворимости некоторых веществ в воде от температуры

С изменением растворимости солей в воде с температурой связано грандиозное природное явление, имеющее место в заливе Кара-Богаз-Гол (Каспийское море). Благодаря высокой

скорости испарения воды и сравнительной изолированности залива от моря концентрация солей в воде этого залива (в основном мирабилита $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$) достигает 30%. При зимнем понижении температуры растворимость солей уменьшается и они кристаллизуются. Выделившиеся кристаллы представляют собой удобное для добычи сырье химических заводов. Летом кристаллы растворяются и добыча солей прекращается, чтобы снова возобновиться на следующую зиму.

Растворы широко применяются как в лабораторной практике, так и в промышленности, сельском хозяйстве, быту. Для ускорения их приготовления используются те же приемы, что и для ускорения химических реакций. *Вспомните их, а также те приемы, которые вы сами используете, когда готовите какой-либо раствор.*

Насыщенным называется раствор, который находится в равновесии с растворенным веществом.

Растворимость вещества — важная его характеристика; она определяется концентрацией вещества в насыщенном растворе при данной температуре.

Растворимость вещества зависит от его природы, природы растворителя, температуры, для газов — и давления.

Растворимостью вещества называют массу растворенного вещества в 100 г воды в насыщенном растворе.

?

1. Почему раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом, называется насыщенным?

2. Какой раствор называется ненасыщенным?

3. Концентрация веществ в каких растворах — насыщенных или ненасыщенных — указана в таблице растворимости, приведенной в данном параграфе?

4. Какие вещества называются растворимыми, малорастворимыми и нерастворимыми? Ответ сформулируйте на основании анализа таблицы растворимости веществ, приведенной в данном параграфе.

5. Почему для аквариумов непригодна свежекипяченая вода?

 6*. Растворимость какого вещества в воде больше: гидроксида натрия или хлорида цинка, хлорида натрия или иодида калия?

§ 7.7. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ

Гидроксильная группа
Гидроксиды
Осно́вные и кислотные оксиды
Кислоты

Как вы теперь знаете, химические свойства веществ проявляются во взаимодействии их с другими веществами. С одним из видов взаимодействия воды с другими веществами — растворением — вы познакомились, это физико-химический процесс.

В этом параграфе рассмотрим химические взаимодействия воды с образованием новых химических соединений, т. е. такие, для которых можно написать уравнения реакций.

Вода реагирует со многими металлами. Возможно, вы уже обратили внимание на «Ряд активности металлов», расположенный под таблицей элементов Д. И. Менделеева (см. форзац). В этом ряду металлы расположены так, что по мере перемещения слева направо их химическая активность уменьшается. Химическую активность металлов вы будете изучать позже, а сейчас только обратите внимание, что в этот ряд, кроме металлов, помещен еще и водород. Все металлы, которые стоят *левее*, *активнее* водорода и вытесняют его из соединений, в том числе и из воды.

С наиболее активными металлами (они в таблице Д. И. Менделеева находятся в IA и IIA группах) идут реакции типа:

$$2Na + 2H_2O = \underset{\text{Гидроксид натрия}}{2NaOH} + H_2\uparrow;$$

$$Ca + 2H_2O = \underset{\text{Гидроксид кальция}}{Ca(OH)_2} + H_2\uparrow.$$

Схематично первую реакцию можно представить так:

$$Na + HOH \longrightarrow NaOH + H.$$

Вы видите, что в молекуле воды (а ее формулу можно записать HOH) только один из атомов водорода замещается на металл. Группа OH, называемая *гидроксильной группой* (сокращенное ее название — *гидроксил*), целиком отщепляется от молекулы воды и соединяется с атомом металла. Образующиеся при этом соединения называются *гидроксидами* соответствующих металлов.

В приведенных примерах образовались гидроксид натрия NaOH и гидроксид кальция $Ca(OH)_2$. Именно эти вещества, содержащие гидроксильные группы (группы OH), окрашивают раствор фенолфталеина в малиновый цвет, в чем легко убедиться на опыте. Такие вещества называются о с н о в а н и я м и (подробнее с ними вы познакомитесь в гл. 8).

С менее активными металлами вода реагирует лишь при высоких температурах (при этом она, естественно, находится в парообразном состоянии). В этих реакциях образуется не гидроксид металла, а его оксид. Например, при высокой температуре протекает реакция:

$$Fe + H_2O = FeO + H_2\uparrow.$$

Именно по такой реакции[1] в конце XVIII в. получал водород Лавуазье, пропуская водяной пар через раскаленный ружейный ствол. Этот же способ не так давно использовался для промышленного получения водорода.

Вода реагирует с некоторыми неметаллами.

Например, при высокой температуре она взаимодействует с углеродом:

$$C + H_2O = \underbrace{CO + H_2}_{\text{Водяной газ}}.$$

Важнейшими реакциями воды со сложными веществами являются ее реакции с оксидами:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH.$$

Однако не все оксиды взаимодействуют (соединяются) с водой, а лишь те, которые в реакции с водой образуют растворимые вещества.

Среди оксидов металлов таким свойством обладают оксиды только самых активных металлов, тех, которые сами реагируют с жидкой водой. В таких реакциях образуются гидроксиды металлов (но водород, в отличие от реакций воды с металлами, не выделяется). Например, в реакции с оксидом кальция образуется гидроксид кальция:

$$\underset{\text{Оксид кальция}}{CaO} + H_2O = \underset{\text{Гидроксид кальция}}{Ca(OH)_2}.$$

---

[1] Если быть точными, образуется не просто оксид железа (II), а его соединение с оксидом железа (III) — $FeO \cdot Fe_2O_3$.

Эта реакция используется в строительном деле для приготовления «пушонки», или гашеной извести (технические названия гидроксида кальция, применяемого как вяжущее вещество). Сама реакция называется гашением негашеной извести (техническое название оксида кальция CaO). Если прилить немного воды к оксиду кальция, вы поймете происхождение всех указанных названий (рис. 7.5).



Рис. 7.5. Взаимодействие оксида кальция с водой

Оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют основания, относят к так называемым о с н ó в н ы м о к с и д а м. Так, оснóвными являются оксид натрия Na_2O, оксид кальция CaO. Как указано выше, не все оксиды металлов взаимодействуют с водой с образованием оснований, тем не менее им тоже соответствуют основания, которые получаются другими методами (не по реакции с водой). С такими оксидами и основаниями вы познакомитесь в § 7.7, там же вы найдете еще одно определение оснóвных оксидов.

Большинство оксидов неметаллов взаимодействуют с водой при обычных условиях, при этом образуются к и с л о т ы. Например, в реакции с водой диоксида углерода образуется угольная кислота:

$$CO_2 + H_2O = \underset{\text{Угольная кислота}}{H_2CO_3}.$$

Именно вкусом этой кислоты определяются приятные ощущения от газированной воды.

Взаимодействие (соединение) оксида серы (VI) с водой приводит к образованию серной кислоты (ее мы уже неоднократно упоминали):

$$SO_3 + H_2O = \underset{\text{Серная кислота}}{H_2SO_4}.$$

Кислоты (а не основания) образуются также при взаимодействии с водой оксидов металлов, в которых металлы проявляют высокие валентности (V—VIII). Так может быть получена марганцовая кислота:

$$Mn_2O_7 + H_2O = [H_2Mn_2O_8] = \underset{\text{Марганцовая кислота}}{2HMnO_4}.$$

Оксиды, при взаимодействии которых с водой образуются кислоты, называются к и с л о т н ы м и. Кислотными являются оксиды CO_2, SO_3, Mn_2O_7.

Обратите внимание, что формулы гидроксидов металлов и кислот получаются простым сложением формул оксидов и воды. Такой вывод формулы допустим всегда, даже если сама реакция непосредственно не происходит, и вам рекомендуется этим воспользоваться при составлении соответствующих формул.

Вода — химически активное вещество.

Вода вступает в химические реакции со многими простыми и сложными веществами: металлами, неметаллами, оксидами... Взаимодействие воды с оксидами активных металлов приводит к образованию гидроксидов металлов — оснований, а взаимодействие воды с оксидами неметаллов — к образованию кислот.

Оксиды, которым соответствуют основания, называются осно́вными.

Оксиды, которым соответствуют кислоты, называются кислотными.

Гидроксильная группа представляет собой группу атомов OH, которая входит в состав гидроксидов.

?

1. Напишите уравнения реакций с водой (где они возможны) следующих простых веществ (в скобках указаны валентности, проявляемые ими в соединениях): а) калий; б) хром (III); в) свинец (II); г) медь (II); д) барий; е) золото (III).
Укажите условия их протекания.

2. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водой следующих оксидов: а) калия; б) магния; в) хрома (VI); г) азота (V); д) хлора (VII); е) железа (II).
Укажите, кислоты или основания при этом образуются.
С одним из перечисленных оксидов вода не взаимодействует. Укажите, с каким именно. Почему?

3. Классифицируйте приведенные в задании 2 оксиды на осно́вные и кислотные.

4. С какими из перечисленных веществ может реагировать вода: K, P_2O_5, C, Ba, SO_3, HCl?
Напишите уравнения соответствующих реакций, если они происходят.

ГЛАВА 8

Основные классы неорганических соединений

В этой главе вы познакомитесь с тремя основными классами неорганических соединений: кислотами, основаниями и солями. С некоторыми веществами — представителями этих классов вы уже встречались в тексте. Здесь будут даны определения и подведены некоторые итоги.

§ 8.1. КИСЛОТЫ

Индикатор
Основность кислоты
Соль
Кислотный остаток

В предыдущих разделах вы уже неоднократно сталкивались с тем или иным использованием кислот. Упоминались серная, уксусная, соляная кислоты. Кроме того, вы сами могли слышать о некоторых природных кислотах — лимонной, яблочной, щавелевой, муравьиной, молочной и др., названия которых указывают на их происхождение.

Само название «кислота» показывает, что все они имеют кислый вкус. Не следует только пробовать на вкус непищевую кислоту, даже лимонную — можно отравиться. *Запомните, что в химической лаборатории вообще ничего нельзя пробовать на вкус*: время, когда основным инструментом химика при исследовании свойств веществ были его органы чувств, прошло.

Кислоты обладают свойством изменять цвет многих окрашенных веществ растительного происхождения. В этом вы можете убедиться, выдавив в чай сок лимона; об этом знает повар, добавляющий уксус в борщ. В лаборатории — и не только химической, но и агрохимической, и заводской присутствие кислоты и даже ее концентрацию определяют с помощью специальных веществ-красителей сложного химического состава,

которые называются индикаторами (от лат. indicator — указатель). Вам надо запомнить по крайней мере два-три индикатора. Например, лакмус и метиловый оранжевый принимают красную окраску под действием кислот, т. е. в кислой среде.

Указанные свойства — кислый вкус, изменение окраски индикаторов, а также разъедающее действие — это признаки, по которым вы можете установить присутствие кислоты. Заметим, что последнее свойство проявляется в губительном действии на живые организмы (в этом заключается роль уксуса при консервировании продуктов) и разрушении материалов растительного и животного происхождения, поэтому кислоту не только нельзя пробовать, но надо оберегать и кожу, и особенно глаза от соприкосновения с ней.

Внимательно рассмотрите таблицу 8.1. В ней указаны те неорганические кислоты, с которыми вы должны познакомиться, изучая курс химии. Вы видите, что общее в формулах всех кислот — наличие атомов водорода в молекулах. Действительно, именно эти атомы, способные замещаться на атомы металлов (*вспомните метод получения водорода по реакции соляной кислоты с цинком*), определяют общие свойства кислот и принадлежность веществ к классу кислот.

Названия кислот и солей *Таблица 8.1*

Кислота		Кислотный остаток		Название солей
Формула	Название	Формула*	Валентность	
HNO_3	**Азотная****	$-NO_3$	I	Нитраты
HBr	**Бромоводородная**	$-Br$	I	Бромиды
HI	**Иодоводородная**	$-I$	I	Иодиды
H_2SiO_3	**Кремниевая**	$=SiO_3$	II	Силикаты
$HMnO_4$	**Марганцовая**	$-MnO_4$	I	Перманганаты
H_2SO_4	**Серная**	$=SO_4$ $-HSO_4$	II I	Сульфаты Гидросульфаты

Кислота		Кислотный остаток		Название солей
Форму-ла	Название	Форму-ла*	Ва-лент-ность	
H_2SO_3	Сернистая	$=SO_3$ $-HSO_3$	II I	Сульфиты Гидросульфиты
H_2S	Сероводородная	$=S$ $-HS$	II I	Сульфиды Гидросульфиды
H_2CO_3	Угольная	$=CO_3$ $-HCO_3$	II I	Карбонаты Гидрокарбонаты
H_3PO_4	Фосфорная	$\equiv PO_4$ $=HPO_4$ $-H_2PO_4$	III II I	Фосфаты Гидрофосфаты Дигидрофосфаты
HF	Фтороводородная (плавиковая)	$-F$	I	Фториды
$HClO_4$	**Хлорная**	$-ClO_4$	I	Перхлораты
HCl	**Хлороводородная (соляная)**	$-Cl$	I	Хлориды
H_2CrO_4	**Хромовая**	$=CrO_4$	II	Хроматы
$H_2Cr_2O_7$	**Дихромовая**	$=Cr_2O_7$	II	Дихроматы

* Черточками перед символом указана валентность кислотного остатка.

** Позже мы поясним, почему названия кислот напечатаны разным шрифтом.

Таким образом, **кислотами называются сложные вещества, имеющие в своем составе водород, способный замещаться на металл.**

Запишем несколько уравнений реакций с участием кислот, уже знакомых вам:

$$Zn + 2H\underline{\mathbf{Cl}} = Zn\underline{\mathbf{Cl_2}} + H_2\uparrow;$$

Соляная кислота

$$Fe + H_2\underline{\mathbf{SO_4}} = Fe\underline{\mathbf{SO_4}} + H_2\uparrow;$$

Серная кислота

$$6Na + 2H_3\underline{\mathbf{PO_4}} = 2Na_3\underline{\mathbf{PO_4}} + 3H_2\uparrow.$$

Фосфорная кислота

В результате замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла образуются с о л и (им посвящен § 8.2), которые можно рассматривать как продукт соединения атомов металла с к и с л о т н ы м и о с т а т к а м и. В приведенных выше уравнениях кислотные остатки выделены жирным шрифтом и подчеркнуты. Вы видите, что это атомы или группы атомов, которые *остаются,* если от молекулы отнять водород (целиком или частично), и которые переходят из кислоты в соль.

Снова обратитесь к таблице.

Вы видите, что кислоты можно разделить на две группы по наличию или отсутствию в их составе кислорода. Соответственно химические названия кислот этих групп различаются. (Отметим, что название «кислород» элементу дал Лавуазье, считая, что все кислоты обязательно его содержат; теперь мы знаем, что кислотные свойства вещества определяются водородными атомами в его составе.)

Названия бескислородных кислот состоят из названия элемента и слова «водородная», например HCl — хлороводородная (эта кислота имеет и другое, имеющее историческое происхождение, название — соляная). Названия кислородсодержащих кислот определяются русским названием соответствующего элемента, например H_2SO_4 — серная. Другие примеры названий вы найдете в таблице.

Эти две группы кислот и получаются по-разному. Конкретные лабораторные и промышленные способы получения той или иной кислоты будут рассмотрены позже.

Отметим принципиальные возможности образования кислот.

Бескислородные кислоты — это водные растворы соединений двух элементов, один из которых водород, а другой —

неметалл. Они могут быть получены непосредственно при взаимодействии простых веществ в определенных условиях, например:

$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl;$$

$$H_2 + S \xrightarrow{t} H_2S.$$

Первая реакция протекает при освещении или нагревании реагирующей системы, вторая — при нагревании. Обратите внимание на условия проведения реакций. Буквы $h\nu$ («аш-ню») над стрелкой — стандартное обозначение действия света на объект, в нашем случае на смесь реагентов (о причине такого обозначения вы узнаете из курса физики); буква t означает действие высокой (заметно выше комнатной) температуры.

Кислородсодержащие кислоты получаются при взаимодействии с водой оксидов неметаллов или оксидов металлов с высокой валентностью (об этих реакциях вы знаете из предыдущего параграфа, где приведены и примеры, *найдите их*). Напомним, что оксиды, соответствующие кислотам, называются кислотными. Например, кислоты образуются в результате следующих реакций:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4;$$
$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4;$$
$$Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4.$$

По числу атомов водорода в кислоте, способных замещаться, кислоты можно классифицировать соответственно на одноосновные (например, HCl), двухосновные (H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и т. д. При этом **валентность** кислотного остатка, очевидно, равна **основности** кислоты, ведь водород одновалентен. (Напомним, что валентность — это способность атома присоединять определенное число атомов других элементов; здесь мы распространяем это понятие и на группу атомов — кислотный остаток.) Поэтому кислотный остаток соляной кислоты одновалентен, серной — двухвалентен, фосфорной — трехвалентен. Валентности кислотного остатка необходимо учитывать при составлении формул солей.

Главная химическая характеристика кислот — это их взаимодействие с металлами, оксидами и гидроксидами металлов. Во всех этих реакциях происходит замена атомов водорода кислоты на атомы металла, при этом образуются соли, например:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow;$$
Цинк

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O;$$
Оксид цинка

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O.$$
Гидроксид цинка

Обратите внимание, что при взаимодействии кислоты с металлом выделяется водород, а с соединениями металлов — вода.

Кислоты реагируют с выделением водорода не со всеми металлами, а лишь со стоящими в ряду активности левее водорода.

В то же время кислоты реагируют с оксидами и гидроксидами всех металлов, в том числе и стоящих правее водорода в этом ряду, например с оксидом меди (II):

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O.$$

Во всех вышеприведенных реакциях одним из продуктов оказывается соль.

Кислоты — сложные вещества, имеющие в своем составе водород, способный замещаться на металл.

Число атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться атомами металла, определяет основность кислоты.

Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода.

Присутствие кислоты удобно определять с помощью индикаторов. Индикаторы лакмус и метиловый оранжевый в кислой среде принимают красную окраску.



1. Каков цвет чая в кислой среде?

2*. Кислотность чего определяют в агрохимических лабораториях?

3. Какая кислота содержится в желудке человека и потому используется в медицине?

4. Что такое индикатор? Дайте определение.

5. Классифицируйте все приведенные в таблице кислоты по основности.

6. Что означают слова «водород» и «металл» в определении понятия «кислота» — простые вещества или химические элементы?

7. Как можно доказать, что в состав соляной кислоты входит водород?

8. Какова масса цинка, необходимого для получения 1 л водорода (н. у.), в его реакции с соляной кислотой, с серной кислотой?

9. Допишите уравнения реально осуществимых реакций:

а) $HCl + Au \longrightarrow$
б) $H_2SO_4 + Al \longrightarrow$
в) $H_3PO_4 + Pt \longrightarrow$
г) $HBr + Ca \longrightarrow$
д) $HI + Zn \longrightarrow$
е) $H_2SO_4 + Fe \longrightarrow$

10*. Используя таблицу с перечнем кислот, напишите уравнения реакций оксидов неметаллов с водой, продуктами которых будут приведенные в таблице кислоты. Вспомните при этом, что формально формула кислоты получается сложением формулы воды и формулы оксида. Какая из написанных вами реакций, как вам это отлично известно, не идет?

11. Напишите по два примера уравнений реакций кислоты с металлом, оксидом и гидроксидом металла, используя каждый раз иную кислоту и иной металл.

§ 8.2. СОЛИ

Кислая соль
Средняя соль

Из предыдущего параграфа вы уже узнали, что при замещении атомов водорода в кислоте на атомы металла образуется с о л ь.

Таким образом, **соль — это сложное вещество, состоящее из атомов металлов, соединенных с кислотным остатком.** Вам уже пришлось написать достаточное число уравнений реакций, в которых образуются соли.

Названия солей складываются из названия кислотного остатка и металла, при этом берутся латинские названия кислотных остатков.

Названия кислотных остатков в солях бескислородных кислот (фактически это соединения металлов с неметаллами) оканчиваются на *-ид*: хлор*ид* натрия $NaCl$ — известная вам поваренная соль, которая дала название всему классу солей, сульф*ид* натрия Na_2S, фтор*ид* кальция CaF_2.

Названия кислотных остатков кислородсодержащих кислот, как правило, имеют окончания *-ат* (другие случаи мы разбирать не будем): сульф***ат*** железа (II) $FeSO_4$, сульф***ат*** железа (III) $Fe_2(SO_4)_3$, карбон***ат*** кальция $CaCO_3$. Таблица 8.1 с названиями солей поможет вам в затруднительных случаях (см. § 8.1).

Соли — это твердые кристаллические вещества, бесцветные, иногда окрашенные. Чаще всего их используют в виде водных растворов, поэтому важным свойством солей служит их растворимость в воде, характеристику которой вы можете найти в таблице, помещенной на втором форзаце и в § 7.6. Обратите внимание, что в воде растворяются все соли азотной кислоты и лишь некоторые соли угольной, кремниевой, фосфорной кислот. Растворимы почти все соли натрия и калия.

Атомы водорода многоосновных кислот в ходе реакции замещаются на металл не одновременно, а последовательно, поэтому в соответствии с количеством реагентов они могут оказаться замещенными не все. Тогда образуются соли, содержащие атомы водорода, они называются кислыми.

При составлении названий кислых солей к латинскому названию кислотного остатка добавляют приставку **«гидро»**. Примером кислой соли может служить питьевая сода $NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия.

Для солей многоосновных кислот, не содержащих водорода, чтобы подчеркнуть это обстоятельство, используется название «средняя соль».

Например, в реакции гидроксида натрия NaOH с двухосновной серной кислотой H_2SO_4 возможно образование двух солей — кислой и средней:

$$NaOH + H_2SO_4 = \underset{\text{Гидросульфат натрия}}{NaHSO_4} + H_2O;$$

$$2NaOH + H_2SO_4 = \underset{\text{Сульфат натрия}}{Na_2SO_4} + 2H_2O.$$

Эти реакции можно записать, используя так называемые структурные формулы, в которых валентности атомов обозначены черточками:

$$\text{Na—O—H} + \begin{matrix}\text{H—O} & & \text{O} \\ & \diagdown\ \text{S}\ \diagup\!\!\!= & \\ \text{H—O} & & \text{O}\end{matrix} \longrightarrow \begin{matrix}\text{Na—O} & & \text{O} \\ & \text{S} & \\ \text{H—O} & & \text{O}\end{matrix} + \text{H—OH}$$

$$\begin{matrix}\text{Na—O—H} \\ \text{Na—O—H}\end{matrix} + \begin{matrix}\text{H—O} & & \text{O} \\ & \text{S} & \\ \text{H—O} & & \text{O}\end{matrix} \longrightarrow \begin{matrix}\text{Na—O} & & \text{O} \\ & \text{S} & \\ \text{Na—O} & & \text{O}\end{matrix} + 2\text{H—OH}$$

Какая же соль образуется в конкретном случае? Это зависит от относительных количеств реагирующих веществ. При избытке кислоты получается кислая, а основания — средняя соль.

Поскольку кислые соли содержат водород, то он, как и в кислотах, может замещаться атомами металла, например:

$$2NaHSO_4 + 2Na = 2Na_2SO_4 + H_2\uparrow,$$

т. е. кислые соли проявляют кислотные свойства.

Соль — это сложное вещество, состоящее из атомов металлов, соединенных с кислотным остатком; она является продуктом замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла.

Соли, не содержащие атомов водорода, способных обмениваться на металл в своем составе, называются средними, а содержащие — кислыми.

Кислые соли проявляют свойства кислот.

?

1. Приведите по одному-два примера бесцветных и окрашенных солей.

2. Приведите по одному-два примера известных вам растворимых и нерастворимых в воде солей. Где вы их видели или использовали?

▲ 3. Почему одноосновные кислоты не образуют кислых солей?

▲ 4. В следующих рядах солей приведите их название и укажите «лишнюю»:

а) $FeSO_4$, $NaHSO_4$, Na_2CO_3, Na_3PO_4;

б) $CaHPO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $NaHCO_3$, $Cr(NO_3)_3$.

▲ **5.** Какая соль — средняя или кислая — образуется при действии избытка кислоты на основный оксид металла? Покажите это на конкретном примере.

▲ **6.** Какая соль образуется при сливании равных объемов 2М растворов гидроксида натрия и серной кислоты?

▲ **7*.** Слили равные объемы 0,02М растворов гидроксида кальция и сернистой кислоты. Какая соль образуется? Что при этом наблюдается?

8. Напишите уравнения реакции получения сульфата железа (II) тремя различными способами.

§ 8.3. ОСНОВАНИЯ

Основание
Щелочь

Гидроксиды металлов с общей формулой $M(OH)_n$ (М — металл, n — его валентность, обычно $n \leqslant 3$) относятся к классу оснований. Таким образом, **основания — это вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами**. Например, основаниями являются уже неоднократно упоминавшиеся гидроксиды натрия $NaOH$, кальция $Ca(OH)_2$, железа (II) $Fe(OH)_2$.

Все основания — твердые вещества. Как и соли, они могут быть бесцветными и окрашенными.

Многие свойства оснований зависят решающим образом от того, растворимы или нерастворимы они в воде. Когда мы говорим о свойствах оснований, то в первую очередь имеем в виду их водные растворы (то же относится и к кислотам).

Растворимые в воде основания образованы самыми активными металлами, теми, которые реагируют с водой при обычных температурах. Эти металлы находятся в IA группе (щелочные металлы) и в IIA группе (только щелочноземельные металлы, но не Be, Mg). Их гидроксиды называются щелочами. Таким образом, **щелочь — это растворимое в воде основание**.

Как и в случае кислот, наличие щелочи в растворе можно установить с помощью индикаторов. Так, в присутствии щелочи, т. е. в щелочной среде, фенолфталеин становится малиновым (в кислой и нейтральной средах он бесцветен), лакмус — синим, метиловый оранжевый — желтым.

Присутствие щелочей может быть обнаружено и на ощупь, их растворы «мылкие». (*Осторожно! Не рекомендуем пробо-*

вать самим — это опасно!) Само моющее действие мыла в значительной степени определяется тем, что при его растворении в воде образуется гидроксид натрия. Но полезное моющее действие щелочей проявляется лишь при очень малых концентрациях. А при больших концентрациях растворы щелочей быстро разрушают растительные и особенно животные ткани, поэтому их называют еще е д к и м и щелочами. Вы можете встретить название «едкий натр» для NaOH, «едкое кали» для KOH (*работа с ними требует большой осторожности*).

Нерастворимые в воде основания указанными свойствами не обладают, так как они не образуют растворов.

Важнейшим химическим свойством оснований (всех — и растворимых, и нерастворимых) является их способность реагировать с кислотами и кислотными оксидами с образованием соли и воды. Некоторые примеры вам были даны в предыдущих параграфах. Здесь приведем еще несколько уравнений таких реакций:

Основание	+	Кислота	→	Соль	+	Вода
KOH	+	H_3PO_4	=	KH_2PO_4 Дигидрофосфат калия	+	H_2O
$Ca(OH)_2$	+	H_3PO_4	=	$CaHPO_4$ Гидрофосфат кальция	+	$2H_2O$
$6NaOH$	+	$2H_3PO_4$	=	$2Na_3PO_4$ Фосфат натрия	+	$3H_2O$
$Cu(OH)_2$	+	H_2SO_4	=	$CuSO_4$ Сульфат меди (II)	+	$2H_2O$

Основание	+	Кислотный оксид	→	Соль	+	Вода
$2NaOH$	+	CO_2	=	Na_2CO_3 Карбонат натрия	+	H_2O
KOH	+	CO_2	=	$KHCO_3$ Гидрокарбонат калия		

Попробуйте теперь объяснить состав образовавшихся солей во всех приведенных уравнениях (имеется в виду образование кислых и средних солей).

Основания — это производные осно́вных оксидов металлов. Однако, как уже указывалось в § 7.7, непосредственным взаимодействием с водой могут быть получены лишь щелочи — растворимые в воде основания, например:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH;$$

Гидроксид натрия

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Гидроксид кальция

Нерастворимые основания — довольно неустойчивые соединения. Слабое нагревание, даже простое высушивание приводят к потере ими воды, в чем легко убедиться на опыте, нагревая голубой гидроксид меди (II) и наблюдая его превращение в черный оксид с выделением водяного пара:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O\uparrow.$$

Поэтому в реакциях металлов с водой, которые проводятся при высоких температурах (например, взаимодействие железа с водяным паром, см. § 7.7), образуются оксиды, а не гидроксиды металлов.

Многие оксиды металлов, например CuO, FeO, не взаимодействуют с водой, однако им также соответствуют основания, например $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$. Все эти оксиды называются о с н о́ в н ы м и оксидами. Тем самым, дополняя определение, данное в § 7.7 (*найдите его*), **осно́вными оксидами назовем оксиды металлов, которым соответствуют основания.**

Подробнее со свойствами гидроксидов отдельных металлов вы познакомитесь позже в соответствующих разделах. Здесь только отметим их огромное значение в народном хозяйстве, особенно двух из них — $Ca(OH)_2$ в строительстве и NaOH — в химической промышленности.

Основания — сложные вещества, в которых атомы металла соединены с одной или несколькими гидроксильными группами OH. Растворимые в воде основания называются щелочами.

Основания являются производными осно́вных оксидов. Они взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами.

В присутствии щелочей (в щелочной среде) индикаторы окрашены: фенолфталеин в малиновый, лакмус в синий и метиловый оранжевый в желтый цвета.

?

1. Чему равна валентность гидроксильной группы?

2. Напишите формулы пяти гидроксидов металлов, указанных в ряду активности. Какие из них называются щелочами? Почему?

3. Рассматривая имеющиеся в лаборатории соли и основания, классифицируйте металлы по наличию или отсутствию окраски их соединений. В каких группах таблицы элементов Менделеева они расположены (A или B)?

4. Какие металлы (из помещенных в ряду активности) могут образовать основания при взаимодействии их с водой? Напишите уравнения реакций.

5. Оксиды каких металлов (см. ряд активности металлов) могут быть получены взаимодействием металла с водой? Напишите уравнения реакций.

6. Напишите уравнения реакций разложения при нагревании:

а) гидроксида железа (II);
б) гидроксида железа (III);
в) гидроксида алюминия.

7. С какими из перечисленных веществ будет реагировать раствор гидроксида натрия: SO_3, CuO, HNO_3, Fe? Напишите уравнения осуществимых реакций.

§ 8.4. РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Нейтральный раствор
Реакция нейтрализации

Проведем следующий опыт. К небольшому количеству раствора какой-либо кислоты, например соляной, прибавим несколько капель индикатора, например лакмуса (*в какой цвет окрасится раствор?*), и затем понемногу начнем приливать раствор щелочи NaOH (рис. 8.1). Происходит реакция:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O.$$

В этой реакции атомы металла и водорода обмениваются местами и при этом одновременно исчезают и кислота, и основание. Как только в растворе не останется кислоты, красная окраска перейдет в фиолетовую, характерную для водного раствора, не содержащего ни кислоты, ни основания. Такой раствор называется нейтральным, т. е. он и не кислый, и не щелочной, а реакции кислот с основаниями называют реакциями нейтрализации.

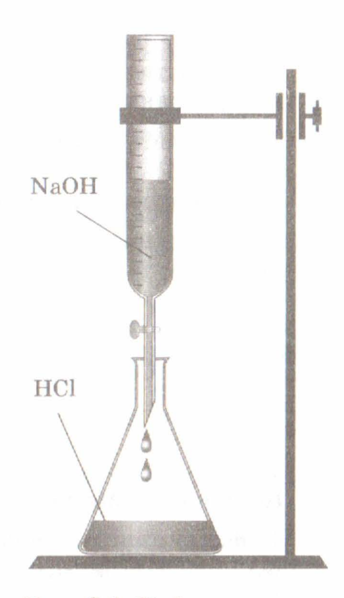


Рис. 8.1. Нейтрализация соляной кислоты гидроксидом натрия

Дальнейшее прибавление щелочи приведет к изменению цвета лакмуса на характерный (*какой?*) для щелочной среды. Если теперь к этому щелочному раствору постепенно прибавлять кислоту, то мы будем наблюдать обратную смену окраски.

Кислота может быть нейтрализована не только основанием, но и осно́вным оксидом:

$$2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O.$$

Аналогично щелочь нейтрализуется кислотным оксидом:

$$2NaOH + SO_3 = Na_2SO_4 + H_2O.$$

Как видите, во всех реакциях нейтрализации продуктами являются соль и вода.

Взаимодействие же осно́вного оксида с кислотным приводит лишь к образованию соли:

$$CaO + SO_3 = CaSO_4.$$

Взаимодействие кислот с основаниями называется реакцией нейтрализации. Во всех реакциях нейтрализации продуктами являются соль и вода.

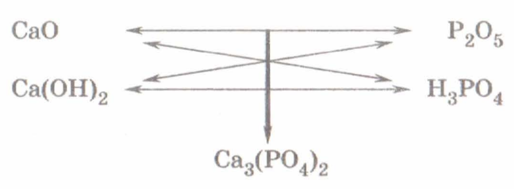
?

1. К раствору гидроксида натрия прибавили индикатор, а затем постепенно начали приливать раствор серной кислоты. Напишите

уравнение реакции и укажите последовательность изменения окраски раствора, если в качестве индикатора выбран: а) фенолфталеин; б) лакмус; в) метиловый оранжевый.

2*. Для нейтрализации 50,00 мл раствора гидроксида кальция потребовалось 12,25 мл 0,05М раствора соляной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию основания в исходном растворе.

3. Приведенная схема отражает все возможные реакции нейтрализации:



Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Между какими веществами возможны реакции нейтрализации: CO_2, $Ca(OH)_2$, MgO, HCl, $Fe(OH)_3$?
Приведите уравнения реакций.

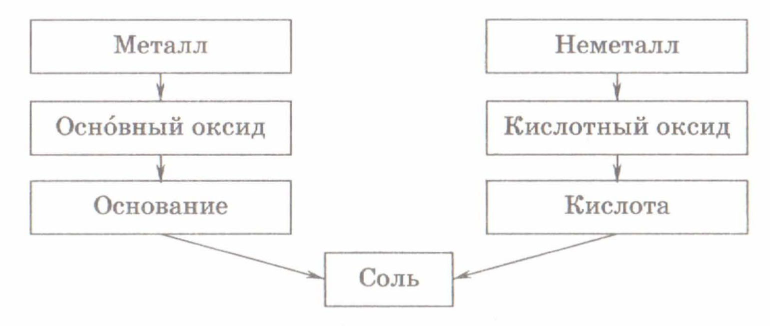
5. Приведите по одному примеру реакций нейтрализации, в которых образуются следующие соли: хлорид натрия, карбонат кальция, сульфат железа (II).

§ 8.5. СВЯЗЬ МЕЖДУ РАЗЛИЧНЫМИ КЛАССАМИ ВЕЩЕСТВ

Генетическая связь

Уже в конце XVIII в. исследователи начали делить химические элементы на металлы и неметаллы. Конечно, различие по физическим свойствам веществ-металлов и веществ-неметаллов было замечено много раньше: для металлов характерны металлический блеск, ковкость, высокая теплопроводность, а также, как мы знаем сейчас, высокая электропроводность — все эти свойства отличают металлы от неметаллов.

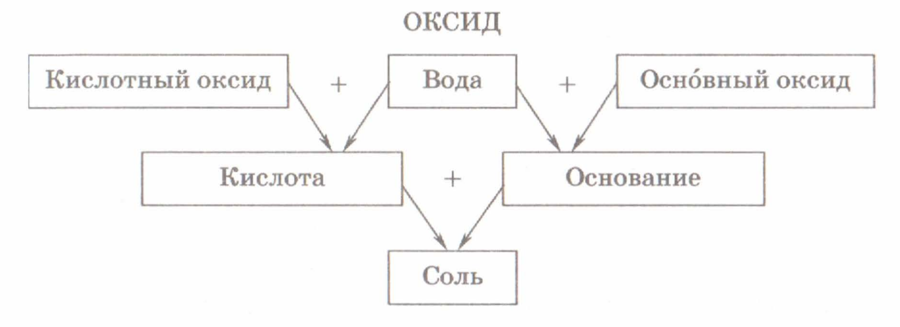
Но заслуга химиков указанного периода — периода становления химии как науки — состояла в том, что они начали различать **химическое** поведение металлов и неметаллов, выявили разную природу их соединений, образующихся в реакциях с кислородом, водой и др. К началу XIX в. была разработана следующая схема:



Эта схема внесла ясность во взаимосвязи соединений различных классов. Вы можете убедиться в справедливости этой схемы, подставив в нее в качестве металла, например, магний, а неметалла — серу.

Надо только иметь в виду, что эта *схема*, и как всякая другая, отражает действительность не полностью. Например, вы знаете, что и металлы могут давать кислотные оксиды [вы встречались уже с кислотными оксидами марганца (VII), хрома (VI)]. Вы знаете, что кислота может не содержать кислорода (HCl и др.). А соль может образоваться, как это показано в предыдущем параграфе, не только при взаимодействии кислоты с основанием.

Следующая схема показывает *генетическую* (от греческого «генезис» — происхождение) *связь* между различными классами соединений.



Приведем конкретный пример, отражающий такую связь, записав формулу воды в виде HOH:

$$
\begin{array}{ccccc}
SO_3 & + & HOH & + & CaO \\
\downarrow & & \uparrow & & \downarrow \\
H_2SO_4 & & + & & Ca(OH)_2 \\
 & & \downarrow & & \\
 & & CaSO_4 & &
\end{array}
$$

Рассматривая формулы кислоты и воды, вы можете прийти к выводу, что кислота получается заменой гидроксильной группы в воде на кислотный остаток. Аналогично основание получается заменой атома водорода в воде на металл. Соль получается заменой атомов водорода в кислоте на металл, или гидроксильной группы в основании на кислотный остаток, или гидроксильной группы воды на кислотный остаток, а атома водорода на металл.

В то же время вода — оксид; взаимодействуя с ней, другие оксиды дают кислоты (кислотные оксиды) или основания (осно́вные оксиды). В реакции между собой кислотные оксиды не вступают. То же относится и к осно́вным оксидам. (Точно так же не взаимодействуют между собой кислота с кислотой и основание с основанием. *Попробуйте сами написать уравнения реакций между соляной и серной кислотами или между гидроксидами натрия и кальция, и вы убедитесь в этом.*)

Таким образом, вода как оксид проявляет д в о й с т в е н н у ю п р и р о д у, вступая в реакции с представителями оксидов обоих классов. Подобными свойствами обладают еще некоторые оксиды, о которых мы поговорим позже.

?

1. Укажите «лишнее» вещество в каждом ряду. Объясните ваш выбор.
а) Na_2O, CaO, MgO, CO_2;
б) SiO_2, SO_3, FeO, P_2O_5;
в*) MnO, Mn_2O_7, CrO_3, SO_3.

2. Составьте схемы, подобные первой в тексте параграфа, исходя из следующих пар элементов: а) Fe и S; б) Na и C; в) Mg и P.

3. Даны вещества: $Ca(OH)_2$, Ca, CaO, S, H_2SO_4, SO_3, $CaSO_4$. Составьте цепочку, устанавливающую генетическую связь между ними. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. С какими из перечисленных веществ вступает в реакцию соляная кислота: оксид серы (VI), оксид цинка, серная кислота, магний, хлорид натрия, оксид углерода (IV), гидроксид меди (II)? Напишите уравнения осуществимых реакций.

5. С какими из перечисленных веществ вступает в реакцию гидроксид натрия: оксид серы (VI), серная кислота, магний, хлорид натрия, гидроксид железа (II), углекислый газ? Напишите уравнения реакций.

6. Напишите уравнения реакций получения хлорида железа (II) с помощью 4—5 различных реакций.

7. В первых трех главах учебника встречались названия следующих веществ:
железо, алюминий, хлорид натрия, сульфат кальция, медь, углекислый газ, кислород, озон, карбонат кальция, серебро, сера, вольфрам, азот, перманганат калия, бертолетова соль $KClO_3$, фосфор, магний, сульфид железа, гидроксид кальция, соляная кислота, золото, свинец, водород, серная кислота, уран, хлор, сода, едкий натр, сернистый газ SO_2, иод, хлорид калия, оксид фосфора (V), оксид железа (III), оксид магния, оксид натрия, оксид серы (VI), оксид кальция, хлорид алюминия, оксид кремния, оксид железа (II), оксид меди (II), сульфид натрия, фосфат кальция, силикат кальция.
Впишите формулы названных веществ в соответствующие колонки таблицы.

Простые		Сложные							
		Оксиды		Основания		Кислоты		Соли	
Металлы	Неметаллы	осно́вные	кислотные	нерастворимые	щелочи	кислородные	бескислородные	средние	кислые

ГЛАВА 9

Типы химических реакций

К настоящему моменту вы уже имели возможность написать около 100 различных уравнений химических реакций. Этого вполне достаточно, чтобы заняться их классификацией и попытаться выяснить, почему идут те или иные реакции, какие условия для этого необходимо соблюдать.

§ 9.1. РЕАКЦИИ СОЕДИНЕНИЯ

Уже само название «реакция соединения» указывает на ее характер. В результате **соединения нескольких веществ образуется одно новое вещество.** Практически всегда в реакцию соединения вступает не более двух веществ; эти вещества могут быть как простыми, так и сложными.

Приведем по одному примеру реакций, взятых из предыдущих глав (*уравнения реакций допишите сами, не забудьте поставить коэффициенты и указать условия протекания реакции*):

Гл. 1. $Mg + O_2 \longrightarrow$ Гл. 6. $CaO + H_2O \longrightarrow$

Гл. 2. $C + O_2 \longrightarrow$ Гл. 7. $MgO + SO_3 \longrightarrow$

Гл. 3. $Al + Cl_2 \longrightarrow$ Гл. 8. $CaO + SO_3 \longrightarrow$

Гл. 4. $N_2 + O_2 \longrightarrow$

Общим для подавляющего большинства реакций соединения является их экзотермичность. Это значит, что в результате реакции выделяется энергия в виде теплоты, света и др. и внутренняя энергия образовавшегося соединения будет меньше суммы внутренних энергий исходных веществ.

В редких случаях реакция соединения эндотермична (*найдите ее среди приведенных выше примеров*). В результате такой реакции внутренняя энергия продукта возрастает по сравнению с энергией исходных веществ. Поэтому для протекания реакции необходим приток энергии извне, с его прекращением

реакция останавливается. Вот почему не горит азот в кислороде и существует наша земная атмосфера.

Отметим также, что для **начала** большинства реакций соединения, как, впрочем, и других реакций, необходим нагрев.

Реакциями соединения называются такие реакции, в результате которых из нескольких реагирующих веществ образуется одно новое вещество.

Подавляющее большинство реакций соединения экзотермичны. Движущей силой таких реакций является уменьшение внутренней энергии системы.

?

1. Выпишите уравнения реакций соединения из гл. 3 (не только из текста, но и из заданий; их должно быть больше 12).

2. Выпишите уравнения реакций соединения (в скобках указано их количество) из глав: а) 4 (6); б) 5 (3); в) 6 (8); г) 7 (4).

3. Приведите по два примера реакций соединения с участием простых веществ; сложных веществ.

4. Как вы думаете, зачем во многих случаях для начала даже экзотермической реакции необходим нагрев?

▲ 5*. Какое количество энергии выделится при образовании 1 г воды из простых веществ? (Используйте сведения из § 6.4.)

§ 9.2. РЕАКЦИИ РАЗЛОЖЕНИЯ

Из названия «реакция разложения» также вытекает, о каком типе реакций идет речь. **В реакции разложения происходит разложение сложного вещества на несколько веществ.** Продуктами реакции могут быть как простые, так и сложные вещества. Приведем примеры вам уже знакомых реакций (*составьте их уравнения*):

Гл. 1, 2. $KMnO_4 \longrightarrow$ Гл. 5. $TiH_2 \longrightarrow$
Гл. 3. $CaCO_3 \longrightarrow$ Гл. 6. $CuSO_4 \cdot 5H_2O \longrightarrow$
Гл. 4. $H_2O \longrightarrow$ Гл. 7. $Cu(OH)_2 \longrightarrow$

Почти все указанные реакции, как и подавляющее большинство других реакций разложения, эндотермичны. Для их протекания требуется непрерывный подвод энергии в виде теплоты, электричества, света и др.

Среди приведенных примеров слабо экзотермической реакцией является лишь разложение перманганата калия.

Любое сложное вещество может быть подвергнуто разложению, если израсходовать необходимое количество энергии, поэтому практически все реакции соединения могут быть осуществлены и в противоположном направлении как реакции разложения.

Реакции разложения — это реакции, в результате которых сложное вещество разлагается на несколько новых веществ. Большинство реакций разложения эндотермичны.

?

1. Найдите уравнения реакций разложения (в скобках их числа) и напишите их уравнения (если они не приведены в тексте) из глав: а) 3 (1); б) 4 (3); в) 5 (1); г) 6 (2).

2*. Какое количество энергии (электрической) должно быть затрачено на разложение 1 л воды на простые вещества?

§ 9.3. РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ

Сначала приведем примеры:

Гл. 3. $FeO + H_2 = H_2O + Fe - 23$ кДж

Гл. 5. $Zn + 2HCl = H_2\uparrow + ZnCl_2$

Гл. 6. $Fe + H_2O = FeO + H_2\uparrow + 23$ кДж

В первой реакции атом двухвалентного железа в оксиде железа (сложном веществе) *заместился* на два атома водорода (из простого вещества), при этом образовались новое сложное вещество (вода) и новое простое вещество (железо). Во второй реакции произошло *замещение* двух атомов водорода в соляной кислоте (сложное вещество) на атом цинка (из простого вещества) с образованием сульфата цинка (сложное вещество) и водорода (простое вещество).

Реакции между простым и сложным веществами, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества, называются реакциями замещения.

В добавление к уже знакомым вам реакциям замещения приведем еще одну группу реакций — между металлами и солями.

Обратимся к ряду активности металлов. Сравнительная химическая активность металлов и соответствующая прочность соединений металлов уменьшаются при переходе от одного металла к другому в этом ряду слева направо. Поэтому каждый металл вытесняет из солей (в водных растворах) все те металлы, которые стоят правее его в этом ряду. (Вы уже знаете, что металлы, стоящие левее водорода, вытесняют его из его соединений.) В этом легко убедиться на опыте, опустив в водный раствор соли меди, например $CuCl_2$, железный предмет (гвоздь). Произойдет реакция замещения меди железом в хлориде:

$$Fe + CuCl_2 = Cu + FeCl_2.$$

(*Что при этом наблюдается?*)

Конечно, бессмысленно ставить подобные опыты с металлами, взаимодействующими с водой, — щелочными (IA группа) и щелочноземельными (IIA группа), так как в этом случае будет происходить в основном именно реакция металла с водой (это тоже реакция замещения, но не металла соли, а водорода воды).

Движущей силой реакций замещения служит образование более прочных соединений. С химической точки зрения чем активнее химический элемент, тем более прочные соединения он образует, и реакции идут именно в направлении их образования.

Реакции замещения и другие реакции с участием растворенных веществ обычно не требуют повышенных температур. Именно поэтому на практике используют часто не сами вещества, а их растворы.

Реакции замещения — это реакции, происходящие между простым и сложным веществами, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества.

?

1. Выпишите уравнения реакций замещения из гл. 3 (2 реакции), гл. 6 (5), гл. 7 (1).

2. Какими металлами, из помещенных в ряду активности, можно воспользоваться для вытеснения: а) железа из раствора его сульфата $FeSO_4$; б) серебра из раствора его нитрата $AgNO_3$? Напишите уравнения реакций.

§ 9.4. РЕАКЦИИ ОБМЕНА

Снова начнем с примеров. Они появляются только в гл. 8, так как такие реакции происходят лишь между сложными веществами.

Например:

$$FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O.$$

В этой реакции атом железа из оксида обменивается местами с атомами водорода из кислоты, а атом кислорода соответственно с кислотным остатком.

В другом примере

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

атом натрия из гидроксида натрия обменивается местами с атомом водорода из кислоты, а гидроксильная группа — с кислотным остатком соляной кислоты.

Реакции между сложными химическими веществами, в результате которых происходит обмен между ними отдельными атомами или группами атомов, называются реакциями обмена.

Реакции обмена (кроме реакций нейтрализации) обычно сопровождаются небольшим тепловым эффектом, т. е. происходит лишь небольшое изменение внутренней энергии системы. Реакции обмена протекают в ту сторону, где вещество уходит из сферы реакции в виде или газа, или осадка малорастворимого вещества, или воды. Подробнее об этих реакциях вы узнаете, изучая химию в следующем году.

Реакциями обмена называются реакции между сложными веществами, в результате которых происходит обмен между ними отдельными атомами или группами атомов.

?

1. Объясните, к какому типу реакций относится взаимодействие сульфата меди (II) с гидроксидом натрия. Напишите уравнение этой реакции.

2. Приведите два примера химических реакций, которые относятся к реакциям обмена.

3. Напишите уравнения реакций с участием следующих веществ:

а) $Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} ... + H_2O$

б) $Fe + HCl \longrightarrow$

в) $FeO + HCl \longrightarrow$

г) $H_2SO_4 + KOH \longrightarrow$

д) $CaO + CO_2 \longrightarrow$

е) $CaO + HCl \longrightarrow$

Укажите, к какому типу они относятся.

4. Допишите следующие уравнения химических реакций:

а) $ZnO + HCl \longrightarrow$

б) $CuSO_4 + Fe \longrightarrow$

в) $CaCO_3 \xrightarrow{t} ... + CO_2\uparrow$

г) $CuO + C \longrightarrow ... + CO_2\uparrow$

д) $HgO \xrightarrow{t} ... + O_2\uparrow$

е) $P + O_2 \xrightarrow{t}$

Укажите, к какому типу они относятся.

ГЛАВА 10

Строение атома

В гл. 2 вы узнали, что такое химический элемент. Напомним, химический элемент — это определенный вид атомов. Чтобы узнать, почему атомы разных элементов обладают различными свойствами, как они соединяются между собой, образуя все многообразие веществ, необходимо познакомиться с их строением.

§ 10.1. СОСТАВ АТОМА

Атомное ядро
Нейтрон
Протон
Электрон
Порядковый номер элемента
Изотопы

Мысль о том, что вещество состоит из неких неделимых далее частиц — «кирпичиков», названных атомами, — высказывалась еще 2500 лет тому назад Левкиппом и Демокритом. Однако на протяжении 2400 лет теория атомов оставалась чисто умозрительной — предметом для споров философов. Начало XIX в. ознаменовалось атомной гипотезой строения вещества, основанной на количественном изучении *химических* взаимодействий веществ, и связано с именем Дальтона. К концу XIX в. мало кто сомневался в существовании атомов. Экспериментальные же доказательства их существования и сведения об их строении появились лишь в начале XX в. С 70-х гг. XX в. стало доступным наблюдение атомов в кристаллической решетке с помощью электронного микроскопа (рис. 10.1).

Несмотря на то что непосредственно мы не можем видеть атомы, их размеры рассчитать можно. Сделаем это для золота.

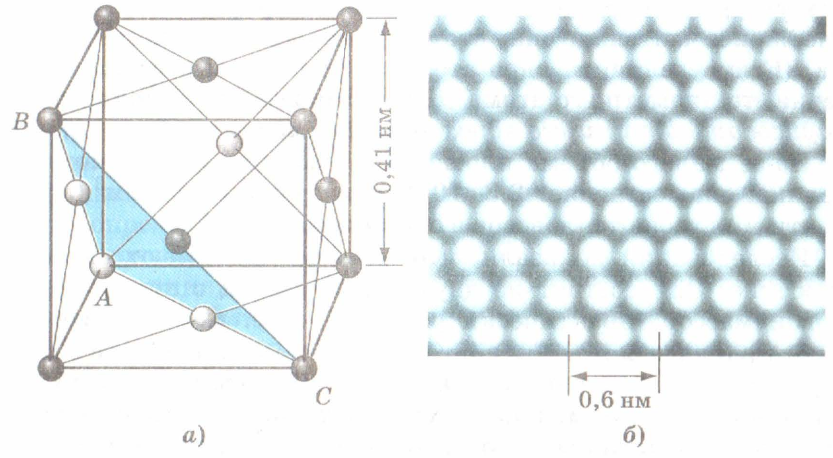


Рис. 10.1. Кристалл золота:
а — строение элементарной ячейки кристалла (гранецентрированная кубическая решетка);
б — вид плоскости *ABC* в электронном микроскопе с увеличением около 26 млн раз

Плотность[1] золота $\rho = 19{,}3$ г/см^3. Масса 19,3 г — это $\frac{19{,}3\ (\text{г/см}^3)}{197\ (\text{г/моль})} = 0{,}098$ моль/см^3, или $0{,}098$ (моль/см^3) $\times 6 \cdot 10^{23}$ (1/моль) $= 6 \cdot 10^{22}$ атомов/см^3. Столько атомов в 1 см^3.

Следовательно, объем атома золота $\frac{1}{6 \cdot 10^{22}} = 1{,}7 \times 10^{-23}$ см^3 $= 1{,}7 \cdot 10^{-29}$ м^3 $= 1{,}7 \cdot 10^{-29} \cdot 10^{27}$ нм^3 $= 0{,}017$ нм^3. Точно так же можно вычислить, зная плотность, атомный объем любого химического элемента.

Атом — это сложная электронейтральная система, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся в электрическом поле ядра. Объединяют всю систему силы электростатического взаимодействия разноименных (ядерно-электронное притяжение) и одноименных (межэлектронное отталкивание) электрических зарядов.

Практически вся масса атома (более 99,95%) сосредоточена в очень малом объеме — в я д р е атома, находящемся в его

[1] По Международной системе единиц СИ (SI — system international) единица плотности кг/м^3. Однако химики продолжают использовать г/см^3 как более удобную на практике единицу.

центре. Диаметр ядра, если считать его шарообразным, составляет приблизительно одну стотысячную часть от диаметра атома. (Если увеличить ядро атома золота до размера макового зерна, то диаметр его атома составит более 30 м. *Попробуйте нарисовать атом и его ядро, соблюдая масштаб.*)

Из-за малого объема плотность атомного ядра неимоверно велика, она составляет $2,3 \cdot 10^{14}$ г/см^3 = 230 млн т/см^3 (масса почти миллиона тепловозов в одном наперстке!).

Исследования показали, что ядра атомов имеют сложное строение. Они состоят из двух видов частиц с почти одинаковой массой, практически равной 1 а. е. м., электронейтральных — нейтронов и положительно заряженных — протонов, причем положительный заряд протона — наименьший существующий в природе заряд[1], то есть элементарный, который далее неделим. При описании объектов атомных масштабов заряд протона принимают за +1.

Таким образом, ядра атомов заряжены положительно, их заряд равен числу протонов, а массы ядер, следовательно, и массы атомов, выраженные в атомных единицах массы, близки к целым числам.

Масса электрона составляет приблизительно 1/2000 от массы протона или нейтрона. А его электрический заряд (отрицательный) по абсолютной величине равен заряду протона (положительному). Ясно поэтому, что в нейтральном атоме число электронов равно числу протонов в его ядре.

Таким образом, атом состоит из очень маленького, но тяжелого положительно заряженного ядра, состоящего из протонов и нейтронов, около которого движутся еще меньшие отрицательно заряженные электроны.

Поскольку каждый атом электронейтрален, то, если в ядре атома находится один протон, около него движется один электрон. Так устроен атом водорода. Это простейший атом; меньше одного электрона в атоме быть не может. Водород стоит первым в таблице Менделеева.

Второй химический элемент в таблице Менделеева — гелий (He). Он имеет два электрона, поэтому мы знаем, что в его ядре содержатся два протона. Но общая масса атома гелия равна 4 а. е. м. (см. таблицу), следовательно, кроме двух протонов (напомним, масса каждого из них ~1 а. е. м.) в ядре находится еще два нейтрона (масса каждого тоже ~1 а. е. м.).

---

[1] Он равен $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл.

Следующий, третий химический элемент в таблице — литий Li: в его атоме три электрона, в ядре три протона и четыре нейтрона.

Тем самым порядковый номер элемента в таблице Менделеева указывает число протонов в ядре и равное ему число электронов в атоме.

Принадлежность атома тому или иному химическому элементу определяется зарядом его ядра. Может возникнуть вопрос: а почему не числом электронов? Дело в том, что в химических реакциях атом может частично терять электроны или приобретать избыточные, естественно, превращаясь при этом в первом случае в положительно и во втором — в отрицательно заряженные частицы. А ядро атома в химических реакциях остается неизменным. В дальнейшем вы узнаете, что химические свойства элементов зависят от электронного строения атомов, которое определяется количеством электронов в атоме.

Теперь обратимся к нейтронам. Если число протонов, составляющих заряд ядра, у атомов одного и того же химического элемента строго определенное, то содержание нейтронов в ядрах одного и того же элемента может быть переменным.

Поэтому массы атомов одного элемента могут быть различными. Эти различные виды атомов одного химического элемента называются **изотопами** (от «изо» — равный и «топос» — место), так как они занимают одно место в таблице Д. И. Менделеева. Приведенные в таблице Д. И. Менделеева атомные массы элементов — это средние атомные массы природной смеси изотопов данного элемента с учетом их относительного содержания в природе, поэтому они могут отличаться от целых чисел.

Приведем примеры, показывающие, как наличие изотопов и их относительное содержание в природе определяет атомную массу того или иного химического элемента.

В природе существуют два вида атомов хлора (*найдите его в таблице*) — два изотопа с числом нейтронов 18 и 20. Порядковый номер хлора 17, следовательно, в его ядре имеется 17 протонов и массы изотопов соответственно равны 35 и 37. Известно, что содержание этих изотопов в природной их смеси составляет 75,5 и 24,5% соответственно. Отсюда средняя атомная масса хлора — $35 \cdot 0{,}755 + 37 \cdot 0{,}245 = 35{,}5$.

Другой пример. Водород в природе существует в виде двух изотопов с массами 1 (ядро состоит только из одно-

го протона) и 2 (в ядре, кроме одного протона, есть еще один нейтрон). Но посмотрите в таблицу: атомная масса водорода почти точно равна 1. Дело в том, что содержание более легкого изотопа составляет почти 99,99% и на долю тяжелого водорода (так называется второй изотоп) приходится всего около 0,01%, так что содержание тяжелого водорода почти не сказывается на атомной массе элемента.

Теперь уместно вспомнить, что такое атомная единица массы. Как указано в § 2.3, это 1/12 массы атома углерода, причем того его изотопа, в ядре которого находится 6 нейтронов. А сколько протонов? Атомный номер C равен 6, следовательно, в его ядре имеется 6 протонов. Поэтому так и выбрана атомная единица массы (1/12), что в ядрах этого изотопа углерода 12 частиц (протонов и нейтронов) почти одинаковой массы. Тогда масса каждой из них 1, и атомная масса данного атома — целое число.

Суммарное число протонов и нейтронов в ядре атома называется массовым числом.

Положительно заряженное ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и нейтральных нейтронов — частиц приблизительно одинаковой массы, равной 1 а. е. м.

Заряд протона принят за +1, поэтому заряд ядра равен числу протонов в его составе.

Заряд электрона равен −1. В нейтральном атоме число электронов равно числу протонов в ядре атома.

Масса электрона приблизительно в 2000 раз меньше массы протона или нейтрона, поэтому масса атома определяется массой ядра и численно приблизительно равна суммарному числу протонов и нейтронов.

Заряд ядра атома определяет его принадлежность к тому или иному химическому элементу.

Порядковый номер элемента в таблице Менделеева указывает число протонов в ядре и равное ему число электронов в атоме.

Число нейтронов в ядре определяется по разности между массовым числом и числом протонов.

Изотопы — это разновидности атомов одного элемента, имеющих одинаковое число протонов и различное число нейтронов. Изотопы занимают одно место в таблице Менделеева.

?

1*. Что такое гранецентрированная кубическая решетка? Сколько атомов золота видно (не заслонено) (см. рис. 10.1, *а*)?

2. Что такое 1 а. е. м.? Сколько это граммов?

▲ **3*.** Самый легкий металл — литий. Его плотность $\rho = 0{,}534$ г/см^3. Вычислите объем, занимаемый одним атомом лития.

▲ **4*.** Самый тяжелый металл — осмий. Его плотность $\rho = 22{,}5$ г/см^3. Вычислите объем, занимаемый одним атомом осмия.

▲ **5*.** Поставьте самую маленькую точку. Каков ее диаметр (приблизительно)? Сколько атомов золота можно уместить на этом диаметре, если диаметр атома золота равен приблизительно 0,3 нм?

▲ **6*.** Почему значения атомных масс в большинстве случаев близки к целым числам, несмотря на наличие природных изотопов?

7*. Сколько протонов, электронов и нейтронов имеют атомы следующих элементов: H, O, Li, Al, S, C, N?

8. Чему равен заряд ядра атомов элементов, указанных в предыдущем задании?

9. Почему порядковый номер элемента в таблице Менделеева определяется числом протонов в его ядре, а не числом электронов?

10. Назовите элементы, в ядрах атомов которых содержится 20, 25, 50, 75 и 101 протон.

11. Приведите примеры известных вам изотопов химических элементов.

§ 10.2. ДВИЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ

Орбиталь
Электронная плотность

Химические свойства атомов проявляются, когда они взаимодействуют между собой. Это взаимодействие осуществляется с помощью электронов. Ядра же атомов в химических реакциях не изменяются, и их внутреннее строение — предмет изучения физики.

Рассмотрим состояние электронов в атоме.

Понятно, что электроны не могут быть неподвижными. Если бы электрон был неподвижным, то под действием силы притяжения к положительно заряженному ядру он немедленно упал бы на ядро. Здесь прослеживается аналогия с системой «Земля — Солнце». Эти тела взаимно притягиваются (благодаря силам всемирного тяготения — гравитации), но благодаря вращению Земли вокруг Солнца она на него не падает. Сила притяжения уравновешивается центробежной силой.

Вместе с тем этот пример неприменим к объяснению поведения атомного ядра и электрона. И электрон — не Земля. Он не вращается вокруг ядра. Различие в размерах и массах Земли и электрона столь велико, что их движение описывается разными законами. Движение электрона, как и других частиц субатомных размеров (т. е. размеров, меньших атомных), описывается законами квантовой механики.

Мы не можем наблюдать электрон и его движение непосредственно, но с помощью приборов можно фиксировать его нахождение в том или другом месте пространства. Так, например, на экране телевизора мы видим свечение как результат соударения электронов с материалом экрана.

Таким образом, показать на рисунке, как движется электрон, в том числе в атоме, невозможно. Таково свойство электрона, и это надо принять как непреложный факт, как проявление закона природы.

Законы квантовой механики, которым подчиняется движение электрона, указывают в е р о я т н о с т ь нахождения электрона в том или другом месте пространства. В одних местах его можно обнаружить чаще, и мы говорим о большей вероятности его нахождения в них, в других — реже, значит, имеется меньшая вероятность застать его там, в третьих он не бывает никогда, тогда говорят о нулевой вероятности.

Рассмотрим атом водорода, ядро которого состоит из одного протона, около которого движется один электрон. Поставим мысленный эксперимент, заключающийся в том, что будем фотографировать этот атом через равные промежутки времени. При этом допустим, что наша фототехника (которой на самом деле нет и быть не может в природе, но она может существовать в нашем воображении) позволяет фиксировать на фотопленке положение электрона. В результате может быть получена серия «фотографий», например как на рисунке 10.2.

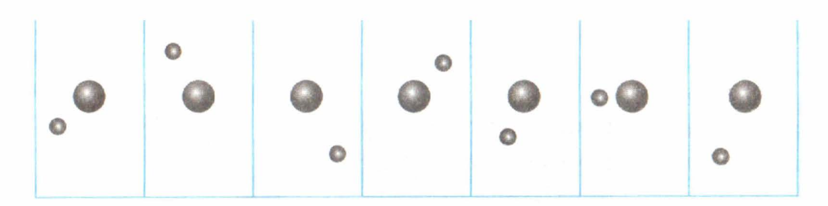


Рис. 10.2. «Мысленные» фотографии атома водорода, полученные через равные промежутки времени

Если сделать много таких «фотографий» и наложить их друг на друга, то получим следующую картинку, показанную на рисунке 10.3.

Видим, что гуще всего точки — места обнаружения электрона — расположены вблизи ядра. Это значит, что электрон там бывает чаще, вероятность его нахождения больше; мы говорим о повышенной электронной плотности в непосредственной близости от ядра.

На рисунке 10.4 изображен график величины электронной плотности в зависимости от расстояния до ядра (это расстояние обычно обозначается буквой *r*). Как и предыдущий, этот рисунок показывает, что по мере удаления от ядра электронная плотность очень быстро уменьшается. В случае атома водорода на расстоянии ~0,14 нм она становится такой малой, что ею можно пренебречь. И, очертив вокруг ядра сферу радиусом 0,14 нм (рис. 10.5, *а*), мы можем сказать: «Вот область пространства, где движется электрон в атоме водорода». Назовем эту область пространства орбиталью.

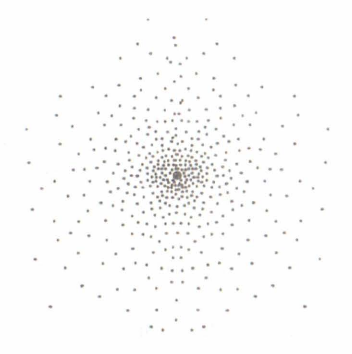


Рис. 10.3. Распределение электронной плотности в атоме водорода

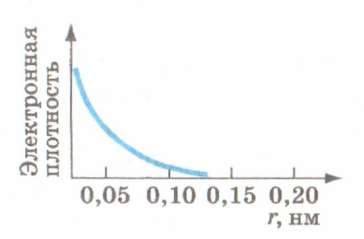


Рис. 10.4. Зависимость электронной плотности от расстояния до ядра в атоме водорода

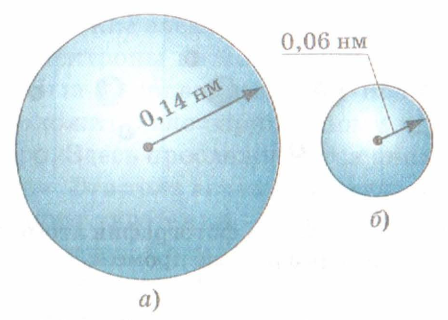


Рис. 10.5. Орбиталь в атоме: *а* — водорода; *б* — гелия

Об электроне, движущемся в этой области пространства, будем говорить, что он «находится на этой орбитали». Согласно законам квантовой механики на одной орбитали может находиться не более двух электронов.

И в атоме гелия He, содержащем два электрона, оба электрона находятся на орбитали такой же формы (рис. 10.5, *б*).

Орбиталь — область пространства вокруг ядра атома, где движется электрон.

На одной орбитали может находиться не более двух электронов.

§ 10.3. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА

Энергия электрона
Энергетический уровень
s-Орбиталь
p-Орбиталь
Электронная формула

Описать электронное строение атома — это, в первую очередь, указать распределение электронной плотности около ядра, т. е. определить область пространства, где могут находиться электроны данного атома.

В предыдущем параграфе это было сделано для простейших атомов — водорода и гелия.

Но этого недостаточно для полного описания электронного строения атома. Важнейшей характеристикой движения электрона на данной орбитали является э н е р г и я его притяжения ядром, или, что то же, энергия его связи с ядром.

В атоме водорода энергия связи электрона с протоном в расчете на 1 моль равна −1300 кДж. (Энергии притяжения приписывается знак минус, так как она пропорциональна произведению величин притягивающихся зарядов, знаки которых противоположны («+» и «−»), следовательно, их произведение отрицательно.)

Заряд ядра атома гелия (+2) больше, чем атома водорода (+1), значит, и энергия притяжения больше; с учетом того, что два электрона, имеющиеся в атоме гелия, отталкиваются друг от друга, их энергия связи с ядром составляет по −2400 кДж/моль (а не −1300 · 2 = −2600, как можно было бы ожидать, учитывая только возросший в 2 раза заряд ядра).

Усиление связи с ядром приводит к приближению электронов к ядру, поэтому область пространства, где движутся электроны атома He (т. е. соответствующая орбиталь), более сжата. Мы говорим, что атом гелия меньше атома водорода (см. рис. 10.5).

Следующий по сложности атом — атом лития с тремя электронами. Два из них занимают такую же орбиталь, как и электроны в атомах H и He (только эта орбиталь еще более сжата около ядра). А третьему электрону здесь места нет. Напомним — на одной орбитали может быть не более двух электронов. Поэтому третий электрон должен находиться на другой орбитали. Эта орбиталь также представляет собой сферу, только значительно большего радиуса.

Энергия связи с ядром третьего электрона (в дальнейшем будем говорить просто «энергия электрона») значительно меньше (по модулю), чем первых двух, находящихся к ядру ближе. Значения энергий составляют −520 и −7000 кДж/моль соответственно. В этом случае говорят, что электрон находится на другом энергетическом уровне.

Припишем ближайшему к ядру уровню номер 1. Тогда третий электрон в атоме лития находится на уровне № 2, или просто — на 2-м уровне.

Орбитали, имеющие сферическую форму, называются *s*-орбиталями. В атоме водорода электрон находится на 1*s*-орбитали (1 — номер уровня, *s* — название орбитали). В атоме He оба электрона находятся на такой же 1*s*-орбитали. В атоме Li два электрона занимают 1*s*- и один — 2*s*-орбиталь.

Легко теперь описать электронное строение атома Be. В нем имеется четыре электрона. Два из них занимают 1*s*-орбиталь и два — 2*s*-орбиталь. По сравнению с атомом лития атом берил-

лия меньше, так как имеет больший заряд ядра, который сильнее сжимает орбитали, чем в случае лития.

Таким образом, описанные выше 1*s*- и 2*s*-орбитали оказываются целиком занятыми. И у атома следующего элемента — бора еще один пятый электрон должен занять новую орбиталь.

В отличие от первого энергетического уровня, на котором имеется лишь одна орбиталь, именно 1*s*, на втором уровне, более удаленном от ядра, движение электронов может описываться двумя различными способами. На втором энергетическом уровне имеется два вида орбиталей. С одним из них вы уже знакомы — это сферическая *s*-орбиталь. Другой вид орбиталей, которые называются *p* - о р б и т а л я м и, показан на рисунке 10.6. На каждом энергетическом уровне (кроме первого) имеется по три *p*-орбитали, они взаимно перпендикулярно ориентированы в пространстве вдоль осей x, y и z и при необходимости соответственно обозначаются p_x, p_y и p_z (рис. 10.6). *p*-Орбитали имеют гантелеобразную форму (форму «объемной восьмерки»).

На каждой *p*-орбитали (как и на *s*- и любых других) может находиться не более двух электронов. Всего, таким образом, на 2-м энергетическом уровне может быть не более восьми электронов (два электрона на 2*s*-орбитали и по два электрона на каждой из трех 2*p*-орбиталей), в отличие от первого уровня, где имеется только одна орбиталь. Поэтому на первом уровне максимально возможное число электронов равно двум.

p-Орбитали последовательно заполняются у атомов следующих за бериллием элементов: B, C... вплоть до Ne.

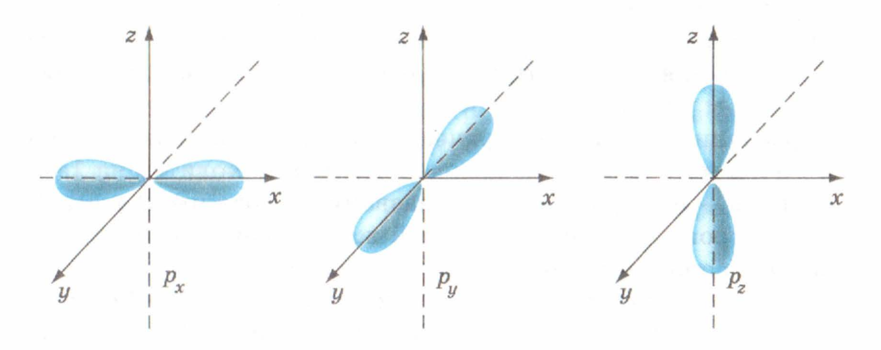


Рис. 10.6. *p*-Орбитали

Распределение электронов в атоме неона (10 электронов) можно записать следующей формулой:

$$Ne\ 1s^22s^22p^6,$$

которая обозначает, что на 1-м уровне на 1*s*-орбитали находятся два электрона, на 2-м уровне на 2*s*-орбитали — два электрона и на 2*p*-орбиталях — шесть электронов. Представленная запись электронного строения называется **электронной формулой** атома.

Запишем электронные формулы уже описанных атомов:

H	$1s^1$;	Be	$1s^22s^2$;
He	$1s^2$;	B	$1s^22s^22p^1$;
Li	$1s^22s^1$;	Ne	$1s^12s^22p^6$.

У атома следующего после неона элемента — натрия прибавляется еще один электрон. Но все орбитали первых двух уровней заполнены, и этот электрон занимает *s*-орбиталь 3-го уровня — 3*s*-орбиталь. Она находится еще дальше от ядра, энергия связи этого электрона с ядром еще меньше, чем у электронов на 1*s*- и 2*s*-орбиталях.

Энергетический уровень характеризует энергию связи электрона с ядром; он обозначается арабской цифрой (1, 2, 3...).

Орбитали, имеющие сферическую форму, называются *s*-орбиталями.

p-Орбитали имеют гантелеобразную форму (форму объемной восьмерки); они взаимноперпендикулярно ориентированы в пространстве вдоль осей *x*, *y* и *z* и обозначаются соответственно p_x, p_y и p_z.

Электронная формула определяет распределение электронов по орбиталям в атоме.

?

▲ 1*. На какой орбитали — 1*s* или 2*s* — электрон имеет бо́льшую энергию? прочнее связан с ядром?

▲ 2. На какой орбитали — 1*s* атома H или 1*s* атома He — электрон имеет бо́льшую энергию? прочнее связан с ядром?

3. Объясните, что означает запись для атомов следующих элементов:
а) углерод $1s^22s^22p^2$; в) кислород $1s^22s^22p^4$;
б) азот $1s^22s^22p^3$; г) фтор $1s^22s^22p^5$.

4. Электронные формулы каких атомов изображены ниже:
а) $1s^22s^1$; б) $1s^22s^22p^1$; в) $1s^22s^22p^6$?

§ 10.4. ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ ДИАГРАММЫ

Энергетическая диаграмма

Энергетическое состояние электронов в атоме часто изображают с помощью энергетической диаграммы, которая показывает относительные энергии электронов на разных орбиталях и разных энергетических уровнях.

На рисунке 10.7 изображены такие диаграммы для атомов нескольких элементов, начиная с водорода.

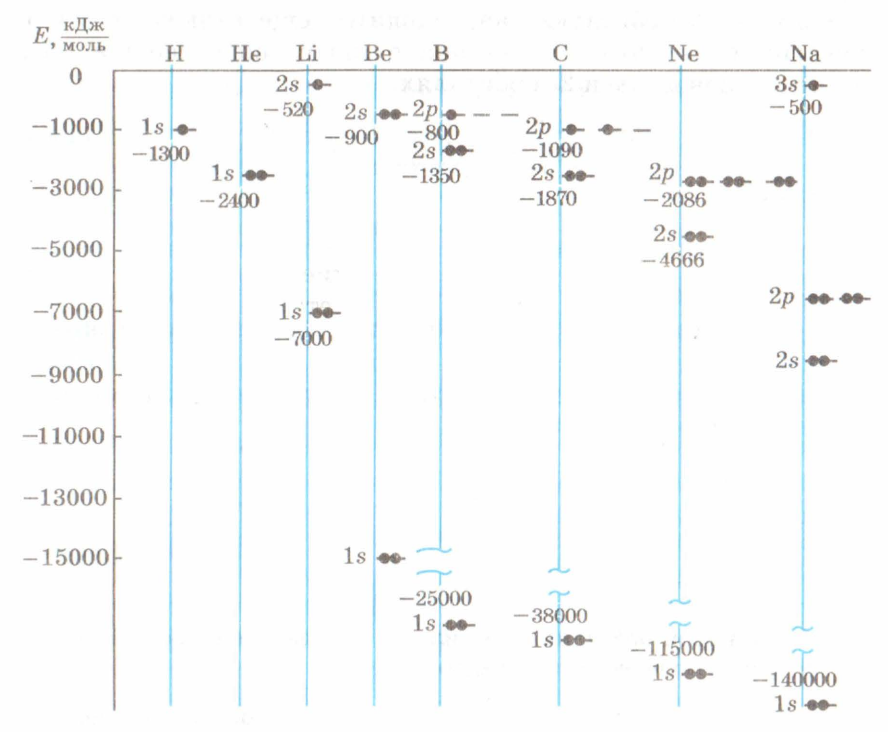


Рис. 10.7. Энергетические диаграммы атомов

На этом рисунке вертикальные линии — оси энергии. Горизонтальные черточки символизируют орбитали. Кружками на черточках условно изображены электроны. Чем ниже на оси энергий расположена орбиталь, тем больше энергия связи электрона с ядром, тем более она отрицательна, т. е. меньше ее алгебраическое значение (–5 меньше, чем –1). И наоборот, чем дальше электрон находится от ядра, тем меньше его энергия связи с ядром, больше ее алгебраическое значение. В этом случае говорят, что электрон занимает более высокий энергетический уровень. На бесконечном расстоянии от ядра энергия притяжения равна нулю; по мере приближения электрона к ядру она становится все более отрицательной. Поэтому сверху диаграмма ограничивается значением $E = 0$.

Энергетические диаграммы показывают правила заполнения орбиталей электронами.

1. Сначала заполняются орбитали с самой низкой энергией, которые наиболее близки к ядру, так как это обеспечивает наименьшую энергию всей системы.

2. На каждой орбитали помещается не более двух электронов.

3. Если орбитали имеют равную энергию (т. е. имеются одинаковые орбитали на данном энергетическом уровне, например, *p*-орбитали), то заполняется максимальное их число — ведь электроны одноименно заряжены и потому отталкиваются друг от друга (*см. диаграмму для атома* C).

Энергетические диаграммы показывают также, что с увеличением заряда ядра энергетические уровни всех орбиталей понижаются. Это сопровождается соответствующим уменьшением размера атома.

И наконец, энергетические диаграммы более наглядно, чем электронные формулы атомов, показывают распределение электронов по орбиталям и энергетическим уровням.

Энергетическая диаграмма показывает относительные энергии электронов на разных орбиталях и энергетических уровнях в атоме.

Электроны заполняют орбиталь, начиная с орбитали с самой низкой энергией. На каждой орбитали размещается не более двух электронов; если орбитали имеют одинаковую энергию, то электронами заполняется максимальное их число.

?

▲ Постройте энергетические диаграммы атомов: а) C, N, O, F и Ne; б) элементов 3-го периода таблицы Д. И. Менделеева. (Напишите предварительно электронные формулы для атомов этих элементов.) Как изменяется энергия электронов на одинаковых орбиталях при переходе от одного элемента к другому?

§ 10.5. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Порядковый номер
Период
Группа

Взглянув теперь на таблицу Д. И. Менделеева, мы увидим принципы ее построения.

1. Элементы в периодической системе образуют последовательность, соответствующую зарядам их атомных ядер. И порядковый номер элемента в таблице (иначе атомный номер) равен числу протонов в ядре и числу электронов в атоме.

2. Каждый период начинается с химического элемента, в атоме которого появляется 1-й электрон на новом энергетическом уровне. В 1-м периоде заполняется первый уровень, который имеет только одну орбиталь, т. е. на нем может находиться всего два электрона. Соответственно, 1-й период включает два элемента — H и He — состоит из 2 групп.

Во 2-м периоде заполняется второй энергетический уровень, имеющий четыре орбитали, на которых может быть размещено всего 8 электронов. Период содержит 8 элементов — от Li до Ne — состоит из 8 групп.

В 3-м периоде заполняется 3-й энергетический уровень и т. д. Таким образом, номер периода равен числу энергетических уровней в атомах элементов этого периода и одновременно номеру внешнего уровня.

3. Число электронов на самом высоком энергетическом уровне равно номеру группы. Так, Li, Na, K и др., стоящие в IA группе, имеют по одному электрону на верхнем (внешнем по отношению к ядру) энергетическом уровне. Элементы IIA

группы — Be, Mg, Ca и др. имеют по два внешних электрона; F, Cl, Br и другие элементы VIIA группы содержат семь электронов на внешнем уровне в соответствии с номером группы.

Таким образом, внешний электронный уровень всех элементов одной группы имеет равное число электронов. Его строение **периодически** повторяется с ростом заряда ядра. А так как химическое взаимодействие атомов осуществляется в основном с помощью внешних электронов, то периодически повторяются и химические свойства элементов. В этом состоит суть Периодического закона Д. И. Менделеева, которому посвящена следующая глава.

Порядковый номер элемента в периодической системе равен числу протонов в ядре и числу электронов в атоме.

Номер периода в периодической системе показывает число энергетических уровней в атомах и номер высшего уровня.

Номер А группы в периодической системе показывает число внешних электронов (электронов на внешнем энергетическом уровне).

§ 10.6. СОЕДИНЕНИЕ АТОМОВ МЕЖДУ СОБОЙ. ОБРАЗОВАНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Атомная орбиталь (АО)
Молекулярная орбиталь (МО)
Химическая связь
Связывающая МО
Антисвязывающая МО
Валентные атомные орбитали

Как же и почему происходит соединение нейтральных атомов?

Начнем с простейшего случая — образования молекулы водорода H_2 из атомов. Пока эти атомы находятся на достаточно далеком расстоянии один от другого (> 0,28 нм, откуда это значение? См. § 10.3), электрон в каждом атоме расположен на собственной *атомной орбитали* (АО), именно 1*s* (рис. 10.8, *а*). Он испытывает притяжение только одного ядра.

При уменьшении расстояния между атомами до значения (< 0,28 нм), при котором АО перекрываются, появляется об-

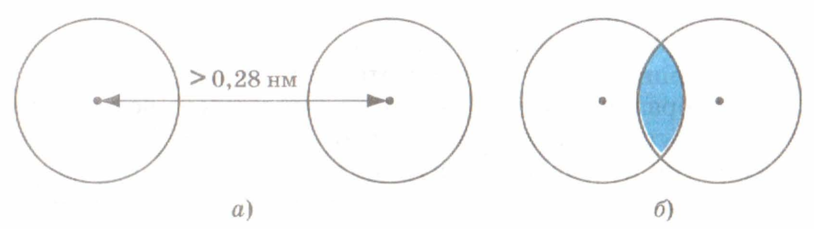


Рис. 10.8. Образование молекулы H_2:
а — удаленные друг от друга атомы; *б* — перекрывание АО

ласть пространства (закрашена на рисунке 10.8, *б*), в которой на каждый электрон действует притяжение не одного, а двух ядер. Образуется связанная система. Электроны теперь чаще находятся именно в области перекрывания АО (пространстве между ядрами, рис. 10.9, *а*). Они движутся в электрическом поле не одного ядра, как в атоме, находясь на атомной орбитали, а двух ядер. Состояние электрона описывается теперь не атомной, а молекулярной орбиталью (МО), которая называется связывающей (рис. 10.9, *б*). Переход электронов на молекулярную орбиталь сопровождается снижением энергии системы (такое состояние энергетически более выгодно) с образованием химической связи.

Изобразим энергетическую диаграмму молекулы водорода, помня о том, что на молекулярной орбитали, как и на атомной, не может быть больше двух электронов. Крайние черточки у осей энергий обозначают энергию АО, а черточки в центре — МО (рис. 10.10, *а*).

Однако эта диаграмма неполная.

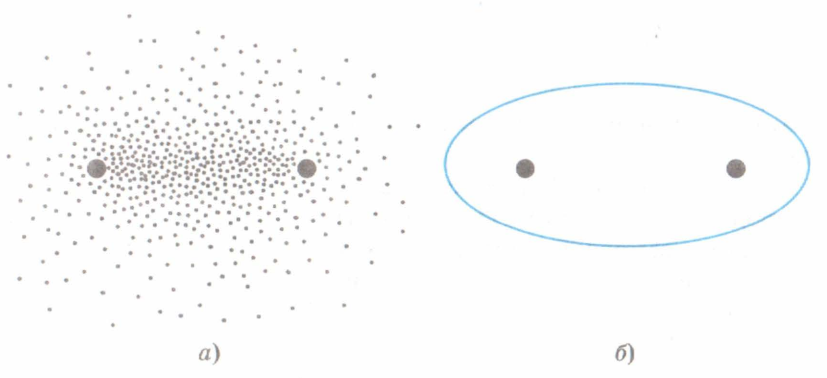


Рис. 10.9. Образование связывающей МО в молекуле H_2:
а — распределение электронной плотности;
б — молекулярная орбиталь

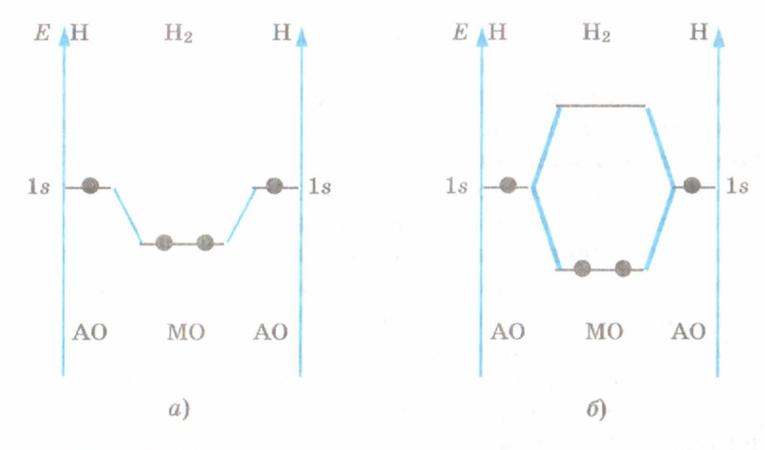


Рис. 10.10. Энергетическая диаграмма молекулы H_2:
а — неполная; *б* — полная

При образовании молекулы из атомов действуют, как и везде, законы сохранения. Сохраняется число ядер, электронов, а также (*внимание!*) орбиталей. Таким образом, число МО равняется числу исходных АО. Следовательно, должно образовываться две МО. На этой, второй МО электроны двигаются вне пространства между ядрами, электронная плотность понижена и ядра отталкиваются (рис. 10.11).

Такая система обладает повышенной энергией по сравнению с исходным состоянием, ее существование энергетически невыгодно. В этом случае образующаяся МО называется антисвязывающей и по энергии находится выше исходных атомных (на энергетической диаграмме).

Полная энергетическая диаграмма молекулы H_2 показана на рисунке 10.10, *б*. Чтобы лучше понять смысл антисвязывающей МО, рассмотрим ион H_2^- (в нем два протона и три

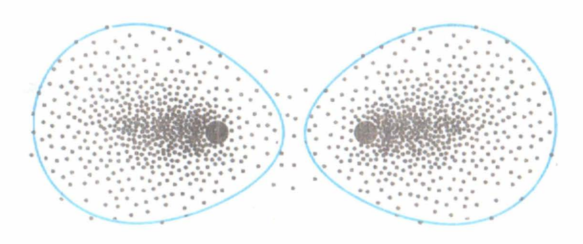


Рис. 10.11. Распределение электронной плотности, приводящее к ослаблению связи (синим контуром показана антисвязывающая МО)

электрона, поэтому это отрицательно заряженный ион). Третьему электрону нет места на вышепоказанной МО, он поэтому будет чаще находиться в пространстве вне области между ядрами. В результате этого электрон будет не упрочнять связь, а, наоборот, ослаблять ее.

Диаграмма для иона H_2^- показана на рисунке 10.12. Прочность связи в таком ионе меньше, чем в молекуле H_2: выигрыш в энергии связи за счет перехода двух электронов с АО на связывающую МО уменьшается за счет появления электрона на антисвязывающей МО.

Рассмотрим возможность образования молекулы He_2. Из энергетической диаграммы, приведенной на рисунке 10.13, видно, что в случае перекрывания АО двух атомов гелия два электрона займут связывающую (нижнюю) МО, а два других электрона перейдут с АО на антисвязывающую (верхнюю) МО. В результате действие связывающих электронов компенсируется действием антисвязывающих. Следовательно, молекула He_2 существовать не может.

Еще раз напомним, что на одной орбитали не может быть больше двух электронов. Поэтому если сближаются атомы с заполненными электронами АО, то связь не образуется.

Теперь можно сформулировать основные правила образования химической связи между атомами и необходимые для этого условия.

1. Атомы должны сблизиться настолько, чтобы атомные орбитали отдельных атомов перекрывались, чтобы все электроны «чувствовали» влияние обоих ядер.

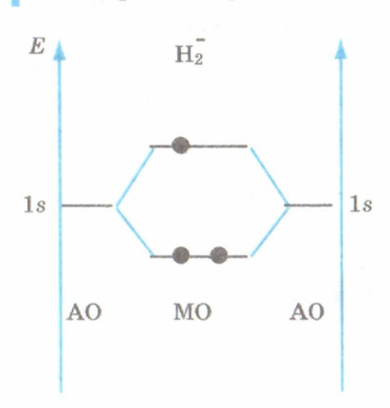


Рис. 10.12. Энергетическая диаграмма иона H_2^-

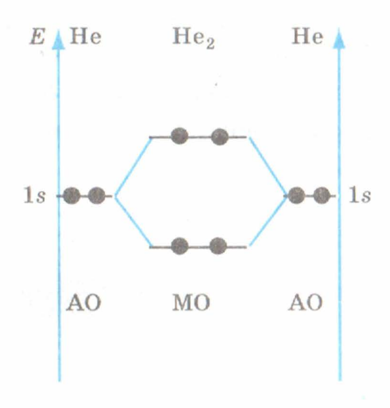


Рис. 10.13. Энергетическая диаграмма несуществующей молекулы He_2

2. В результате перекрывания двух АО образуются две МО — одна расположена на оси энергий ниже, другая — выше, чем исходные АО, т. е. связывающая и антисвязывающая МО.

3. Химическая связь образуется (система имеет меньшую энергию, чем исходные атомы), если на связывающих орбиталях находится больше электронов, чем на антисвязывающих. (Это может быть, только если исходные перекрывающиеся АО заполнены не целиком, а содержат в сумме 1, 2 или 3 электрона, т. е. меньше 4.)

В образовании связи не участвуют АО внутренних заполненных энергетических уровней, содержащие по два электрона каждая, а только внешних, которые поэтому называются валентными уровнями. Соответственно электроны, находящиеся на этих уровнях, называются валентными.

Вспомним: валентность — способность атома присоединять определенное число других атомов. От чего она зависит? От наличия АО, способных участвовать в образовании связи — это АО внешнего энергетического уровня. Следовательно, строением внешнего энергетического уровня и определяются химические свойства атомов.

Атомной орбиталью называется область пространства, в которой электрон движется в поле одного ядра, т. е. в атоме.

Молекулярной орбиталью называется область пространства, в которой электрон движется в поле нескольких (не менее двух) ядер, т. е. в молекуле.

Перекрывание атомных орбиталей (АО) ведет к образованию молекулярных орбиталей (МО): связывающих и антисвязывающих.

Связывающая орбиталь имеет энергию ниже, чем исходные атомные орбитали, а антисвязывающая — выше, чем исходные АО.

При перекрывании АО с образованием связывающей МО энергия системы понижается. В результате может образоваться химическая связь, но при условии, если на связывающих орбиталях находится больше электронов, чем на антисвязывающих.

В образовании связи участвуют валентные атомные орбитали, т. е. орбитали внешнего валентного энергетического уровня.

?

1*. В какой из следующих двухъядерных частиц связь наиболее прочная: H_2, H_2^-, H_2^+ (см. рис. 10.10, 10.12 и 10.14)? Дайте мотивированный ответ. Попробуйте указать самую непрочную частицу среди указанных (вспомните при этом, что электроны отталкиваются друг от друга).

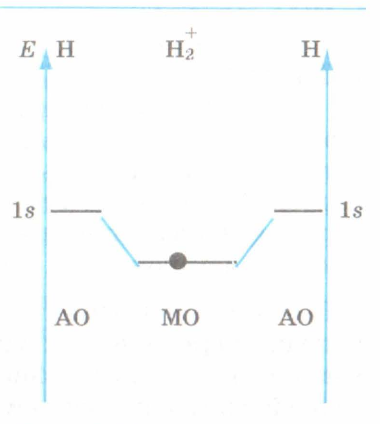


Рис. 10.14. Энергетическая диаграмма иона H_2^+

2. Постройте энергетическую диаграмму иона He_2^+. Может ли он существовать?

3. Постройте энергетическую диаграмму иона H_2^{2-}. Может ли существовать такой ион?

4*. Постройте энергетические диаграммы молекул Li_2 и Be_2, принимая во внимание только их валентные атомные орбитали. Что вы можете сказать о возможности их существования?

5. Укажите, сколько валентных электронов имеют атомы следующих элементов: Na, K, Mg, Ca, O, Cl, P. На каком энергетическом уровне находятся их валентные электроны?

ГЛАВА 11

Периодический закон Д. И. Менделеева

В предыдущей главе на основе электронного строения атома мы показали принципы построения таблицы химических элементов Д. И. Менделеева. В основе этой таблицы лежит открытый Дмитрием Ивановичем Менделеевым **Периодический закон** — фундамент всей химии элементов.

Д. И. Менделеев так сформулировал этот закон (1877): **«Физические и химические свойства элементов, проявляющиеся в свойствах простых и сложных тел, ими образуемых, стоят в периодической зависимости (образуют периодическую функцию, как говорят в математике) от их атомного веса».**

§ 11.1. ОТКРЫТИЕ ЗАКОНА

Щелочные металлы
Щелочноземельные металлы
Галогены

Первое сообщение об открытии закона и первая отражающая его таблица были опубликованы Д. И. Менделеевым в 1869 г. Этот год и считается годом открытия закона.

К этому времени было достоверно установлено существование 63 химических элементов (*какую часть это составляет от известных сейчас?*). И вопрос об их систематике стоял очень остро. Ученые разных стран искали закономерности, которые позволили бы объяснить и многообразие элементов, и существование групп сходных по химическим свойствам элементов.

Так, были известны следующие группы.

Группа щелочных металлов — Li, Na, K, Rb, Cs (*найдите их в таблице Менделеева*), которые энергично взаимодействуют с водой с образованием щелочи (отсюда и произошло название), например:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

Группа щелочноземельных металлов — Ca, Sr, Ba (*найдите их в таблице*), оксиды которых («земли» по терминологии того времени) с водой также образуют щелочи:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Группа галогенов — F, Cl, Br, I (*найдите их в таблице*), которые энергично реагируют с металлами, давая соли (отсюда название «галоген» — солерод):

$$Mg + Cl_2 = MgCl_2.$$

Но в каком отношении эти группы элементов находятся между собой? Это было неизвестно. Ученые искали какую-либо характеристику, свойство элемента, в зависимости от которой находились бы все остальные свойства. Некоторые из них чувствовали, что такой характеристикой могла бы служить атомная масса как фундаментальная характеристика атома. Беда была в том, что атомные массы многих элементов в то время были определены неточно или неправильно. Например, бериллию Be приписывалась атомная масса ~13,5, осмию Os — 199, урану U — 116 (*сравните эти значения с современными данными*). Кроме того, многие элементы были неизвестны, и, более того, было неизвестно, существуют ли они вообще.

Когда английский ученый Ньюлендс расположил известные ему элементы в порядке возрастания атомных масс, он получил таблицу (1865):

H	F	Cl	Co, Ni	Br	Pd	J	Pt, Ir
Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Os
Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba, V	Hg
B	Al	Cr	Y	Ce, La	U	Ta	Tl
C	Si	Ti	In	Zr	Sn	W	Pb
N	P	Mn	As	Di, Mo	Sb	Nb	Bi
O	S	Fe	Se	Rh, Ru	Te	Au	Th

Ньюлендс и некоторые другие ученые заметили здесь явную периодичность в свойствах элементов (каждый восьмой часто был похож на элемент предыдущего столбца). Кроме того, таблица позволяла выявить группы сходных элементов. Но исключений оказалось так много, что обнаруженная закономерность не могла в данном виде отражать закон природы. Ведь законы природы, если это Законы, не знают исключений, в отличие, например, от правил грамматики.

Безуспешность в поисках закона была обусловлена тем, что ученые искали закон образования групп родственных элементов, но не ставили целью найти закономерности перехода от одной группы к другой.

Гений Д. И. Менделеева проявился в том, что он поставил и успешно решил задачу нахождения закономерностей в **изменении** свойств элементов.

Менделеев сознавал, что уровень знаний его времени не позволял познать природу химических элементов, знать что-либо о строении атомов. И он положил в основу своих исследований количественно **измеряемые свойства** элементов, которых в то время было два: атомная масса и валентность (от которой зависит состав, форма соединений, образуемых данным элементом). Располагая, как и некоторые его предшественники, элементы в порядке возрастания их атомных масс, Менделеев в то же время сопоставлял получаемую последовательность с действительными свойствами и валентностью элементов. Будучи уверенным, что он обнаружил фундаментальный закон природы, Менделеев предположил существование еще не открытых химических элементов и оставил им место в своей таблице. Один из первых вариантов его таблицы (1871) представлен на рисунке 11.1.

Сравните этот вариант с современной таблицей. Вы увидите, что в таблице 1871 г. отсутствует полностью VIIIA группа — инертные газы, которые были открыты в самом конце XIX в.; в ней оставлены места для неизвестных в то время элементов (Sc, Ga, Ge и др.). Однако принципиальных отличий нет. Мы пользуемся **таблицей химических элементов Д. И. Менделеева**.

Д. И. Менделеев, как настоящий ученый, понимал, что закон только тогда закон, когда он может предсказывать еще неизвестные факты и явления. И он смело на основании открытого им закона предсказывает существование неизвестных еще химических элементов и описывает их свойства. Для

		Группа							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII, переходная к группе I
		H 1							
Типические элементы		Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
Первый период	Ряд 1	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 81	S 32	Cl 36,6	
	» 2	K 39	Ca 40	— 44	Ti 50?	V 61	Cr 62	Mn 66	Fe 56 Co 59 Ni 59 Cu 63
Второй период	» 3	Cu 63	Zn 65	— 68	— 72	As 76	Se 78	Br 80	
	» 4	Rb 85	Sr 87	Y 88?	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru 104 Rh 104 Pd 104 Ag 108
Третий период	» 5	Ag 108	Cd 112	In 118	Sn 118	Sb 122	Te 128?	J 127	
	» 6	Cs 138	Ba 187	— 137	Ce 138?	—	—	—	—
Четвертый период	» 7	—	—	—	—	—	—	—	
	» 8	—	—	—	—	Ta 182	W 184	—	Os 199? Ir 198? Pt 197 Au 197
Пятый период	» 9	Au 197	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	—	—	
	» 10	—	—	—	Th 282	—	U 240	—	
Высшая соляная окись		R_2O	R_2O_2 или RO	R_2O_3	R_2O_4 или RO_2	R_2O_5	R_2O_6 или RO_3	R_2O_7	R_2O_8 или RO_4
Высшее водородное соединение				(RH_5?)	RH_4	RH_3	RH_2	RH	

Рис. 11.1. Один из первых вариантов таблицы Д. И. Менделеева

одного из них — германия ниже дано сопоставление свойств, предсказанных Менделеевым, со свойствами, установлен-

ными на опыте после его открытия немецким химиком Винклером:

Предсказано Менделеевым (1871)	Установлено экспериментально Винклером (1886)
Атомная масса 72	Атомная масса 72,6
Плотность 5,5	Плотность 5,35 г/см^3
Металл не будет вытеснять водорода из кислот	Металл не растворяется в соляной кислоте
Формула оксида $ЭO_2$	Формула оксида GeO_2
Плотность оксида 4,7	Плотность оксида 4,70 г/см^3
Оксид будет легко восстанавливаться до металла	GeO_2 восстанавливается до металла при нагревании в токе H_2
Оснóвные свойства гидроксида будут выражены слабо	Оснóвные свойства для $Ge(OH)_4$ нехарактерны
Отвечающие ему соли будут легко разлагаться водой	Соли германия легко разлагаются водой
Хлорид (формула $ЭCl_4$) будет жидкостью с температурой кипения около 90 °C и плотностью около 1,9	$GeCl_4$ — жидкость с температурой кипения 83 °C и плотностью 1,887 г/см^3

Такое же замечательное согласие обнаружилось и для других элементов, предсказанных Менделеевым и открытых через несколько лет. Это было торжество закона, он был признан научным миром, и мы можем гордиться, что главный закон химии открыт нашим соотечественником.

?

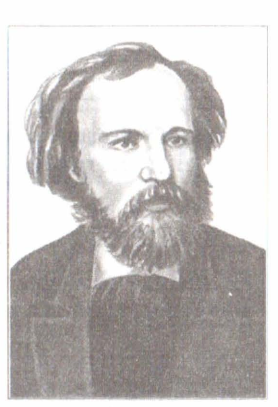
1. Напишите уравнение реакции одного из щелочных металлов (кроме натрия) с водой.

2. Напишите уравнение реакции с водой одного из оксидов щелочноземельных металлов (кроме кальция).

3. Напишите уравнение реакции алюминия с одним из галогенов (кроме хлора).

4. Сравните первые две строчки таблицы Ньюлендса с соответствующими столбцами (группами) таблицы Менделеева. Объясните, в чем вы видите сходство и в чем различие.

§ 11.2. ДМИТРИЙ ИВАНОВИЧ МЕНДЕЛЕЕВ: ЖИЗНЬ И ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ



ДМИТРИЙ ИВАНОВИЧ МЕНДЕЛЕЕВ
(1834—1907)

Дмитрий Иванович Менделеев родился в 1834 г. в городе Тобольске в семье директора гимназии. После окончания гимназии он поступил в Петербургский педагогический институт, который окончил с золотой медалью. Еще будучи студентом, Д. И. Менделеев опубликовал свои первые научные работы.

Вскоре после защиты магистерской диссертации Д. И. Менделеев уехал за границу в двухлетнюю научную командировку. После возвращения в Россию он был избран профессором сначала Петербургского технологического института, а спустя два года — Петербургского университета, в котором он в течение 23 лет вел научную и педагогическую работу.

Д. И. Менделеев был страстным борцом за развитие народного образования, сторонником женского равноправия. Как прогрессивный общественный деятель, Д. И. Менделеев часто оказывался в оппозиции к чиновникам царского правительства. Во время студенческих волнений Д. И. Менделеев пытался заступиться за студентов перед царским министром просвещения и в знак протеста против притеснения студенчества ушел в отставку в 1890 г.

Д. И. Менделеев явился организатором и первым директором (1893) Главной палаты мер и весов (ныне НИИ метрологии им. Менделеева), в которой проработал последние годы жизни.

Круг интересов Д. И. Менделеева был весьма широк. И какой бы проблемой в области науки или практики он ни занимался — всюду находил новые, оригинальные решения сложных задач. Научное и педагогическое наследие Д. И. Менделеева огромно — полное собрание сочинений составляет 25 томов!

К числу крупнейших работ Д. И. Менделеева относятся исследования в области физико-химической природы растворов, состояния газов, теплотворной способности топлива. Разработанная Д. И. Менделеевым гидратная теория растворов имеет значение в химии и в наши дни. Он автор фундаментальных исследований по химической технологии, физике, метрологии, воздухоплаванию, сельскому хозяйству, экономике, просвещению и другим областям науки и техники, тесно связанным с потребностями развития производительных сил России. Много сил отдал Д. И. Менделеев борьбе за всестороннее использование природных богатств страны; особое значение он придавал использованию нефти как сырья для получения разнообразных химических продуктов.

Выдающимся трудом Д. И. Менделеева является книга «Основы химии» (1869—1871) — первое стройное изложение неорганической химии на основе Периодического закона.

Открытие Д. И. Менделеевым в 1869 г. Периодического закона и создание Периодической системы химических элементов принесло ему всемирную славу и признание многих ученых мира; это явилось величайшим достижением его творческой деятельности.

За выдающиеся заслуги в науке Д. И. Менделеев был избран почетным членом многих зарубежных академий наук, был почетным доктором ряда университетов и почетным членом многочисленных научных обществ.

Д. И. Менделеев — один из инициаторов создания Русского химического общества. Ныне это Российское химическое общество (РХО) имени Д. И. Менделеева.

С 1876 г. Д. И. Менделеев — член-корреспондент Петербургской академии наук. В 1880 г. он выдвигался в академики, но был забаллотирован из-за своих прогрессивных взглядов, страстного патриотизма, желания содействовать процветанию Родины. Отклонение кандидатуры всемирно известного ученого вызвало резкий протест общественности.

В 1907 г. Д. И. Менделеева не стало. В возрасте 73 лет он скончался от воспаления легких. Огромное количество людей провожали великого русского химика в последний путь, впереди процессии несли изображение периодической таблицы химических элементов.

В честь Д. И. Менделеева в России учреждена золотая медаль — она присуждается за выдающиеся работы по химии. Его именем названы города, заводы, учебные заведения, научно-исследовательские институты. Имя Д. И. Менделеева присвоено Российскому химическому обществу.

В знак признания приоритета великого русского химика Дмитрия Менделеева, который первым использовал периодическую систему элементов для предсказания химических свойств тогда еще не открытых элементов, элементу с порядковым номером 101 было дано название М Е Н Д Е Л Е В И Й.

§ 11.3. СОВРЕМЕННОЕ СОДЕРЖАНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА

При поиске закономерной последовательности элементов и составляя таблицу элементов, Д. И. Менделеев помимо атомной массы учитывал форму образуемых данным элементом соединений, т. е. его валентность. Под «формой» Д. И. Менделеев имел в виду химические формулы соединений данного элемента. Эту характеристику (валентность) он считал не менее важной. Поэтому он поставил кобальт перед никелем, теллур перед иодом и, когда были открыты инертные газы, аргон перед калием, т. е. во всех этих случаях более тяжелый элемент оказался перед элементом с меньшей атомной массой (*см. таблицу Менделеева*).

Теперь, зная строение атома, мы понимаем, почему может нарушаться последовательность расположения элементов при возрастании атомных масс. На самом деле принадлежность атома к тому или иному элементу определяется зарядом его ядра, т. е. числом протонов в нем. С увеличением числа протонов растет и число нейтронов, но неравномерно: иногда быстрее, иногда медленнее. Поэтому атомная масса, определяемая общим числом протонов и нейтронов, хотя в целом и растет с увеличением числа протонов (заряда ядра), но могут быть исключения, которые и заметил Д. И. Менделеев (напомним, что в то время о строении атома не было даже гипотез).

Периодическая система элементов, с одной стороны, явилась ключом к познанию строения атома, с другой стороны, раскрытие структуры атома способствовало утверждению и развитию Периодического закона. В соответствии с современными научными представлениями об атомах основой классификации элементов и периодичности их свойств является заряд атомного ядра.

Итак, современная формулировка Периодического закона:

Свойства элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

Из предыдущей главы вы знаете, что с ростом заряда ядра электроны последовательно заполняют энергетические уровни, так что электронное строение внешнего уровня периодически повторяется; отсюда и периодическая зависимость свойств.

?

1. Почему заряд ядра атома, а не его масса определяет принадлежность атома к данному элементу?

2. Сколько протонов и нейтронов содержат атомные ядра элементов Ar и K, Co и Ni? Как эти числа связаны с положением элементов в периодической системе элементов?

3. На основании какого свойства теллура и иода Д. И. Менделеев расположил их в таблице элементов?

§ 11.4. СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Период
Группа
Порядковый номер

Вы уже неоднократно пользовались таблицей элементов, представляющей собой изображение периодической системы, которая, в свою очередь, является выражением Периодического закона Д. И. Менделеева. В предыдущих разделах вы познакомились с формулировкой и обоснованием закона. Теперь

обобщим приобретенные знания, рассматривая строение таблицы.

В ней элементы располагаются в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. Следовательно, порядковый номер элемента в таблице указывает заряд ядра и равное ему общее число электронов в атоме.

Таблица содержит семь периодов, обозначаемых арабскими цифрами от 1 до 7. Каждый период начинается с элемента, у атома которого начинается заполнение электронами нового энергетического уровня. Следовательно, **номер периода указывает общее число энергетических уровней в атоме данного элемента** и одновременно номер заполняемого уровня, строение которого определяет **валентность** элемента, т. е. формулу образуемых им соединений.

Мы видим, что элементы, имеющие одинаковое число электронов на внешнем уровне, попадают в одну группу — вертикальный столбец таблицы. При этом номер А-группы оказывается равным числу электронов на внешнем энергетическом уровне. Таких групп восемь, потому что на внешнем энергетическом уровне любого атома не может быть больше восьми электронов (два на *s*-орбитали и шесть на трех *p*-орбиталях); группы обозначаются римскими цифрами от I до VIII.

Элементы формируют внутри каждой группы две подгруппы: А-подгруппу (главную) и В-подгруппу (побочную).

Позже мы познакомимся с электронным строением элементов В-подгрупп. А начнем изучение химии элементов с элементов А-подгрупп, электронное строение которых вам теперь известно.

Действительно, на основании положения элемента в периодической системе можно охарактеризовать его электронное строение. Например, водород имеет порядковый номер 1, следовательно, в его ядре содержится один протон, а в атоме имеется один электрон. Этот электрон занимает ближайшую к ядру 1*s*-орбиталь. Наличие лишь одного электрона обусловливает одновалентность водорода.

Еще один элемент, с которым вы уже познакомились, — кислород. Его атомный номер 8, следовательно, ядро содержит 8 протонов, а атом — 8 электронов. Кислород находится во 2-м периоде, значит, электроны его атома занимают два энергетических уровня. Кислород находится в VIA группе, значит, на внешнем энергетическом уровне атома имеется 6 электронов.

Построим энергетическую диаграмму атома кислорода, зная, что на первом уровне имеется единственная 1s-орбиталь, а на втором — одна 2s- и три 3p-атомные орбитали (рис. 11.2).

Восемь электронов заполняют эти орбитали, как показано на рисунке в соответствии с правилами, указанными в § 10.5. Мы видим только две орбитали, на которых находится по одному электрону, т. е. только две орбитали могут участвовать в образовании химической связи. Электронная формула кислорода записывается так: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$.

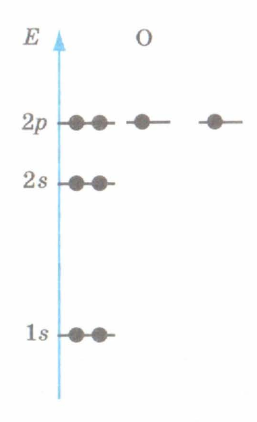


Рис. 11.2. Энергетическая диаграмма атома кислорода

Последовательность элементов, построенная по возрастанию их порядковых номеров, начинающаяся щелочным металлом и заканчивающаяся инертным газом, представляет собой период. Период обозначается арабской цифрой (от 1 до 7).

Элементы, объединенные в одном и том же вертикальном столбце периодической системы, составляют группу элементов. Группа обозначается римской цифрой (от I до VIII).

?

1Т. Порядковый номер химического элемента углерод:
а) 4; б) 5; в) 6; г) 7.

2Т. Распределение электронов по энергетическим уровням атома хлора:
а) 2, 8, 7; б) 2, 7; в) 2, 8, 5; г) 2, 5.

3Т. Электронная формула внешнего энергетического уровня $2s^2 2p^3$ соответствует атому:
а) лития; б) углерода; в) азота; г) кислорода.

4. Охарактеризуйте химические элементы: а) № 11 и б) № 14 и свойства их оксидов и гидроксидов в соответствии с планом:
1) № химического элемента;
2) химический символ;
3) название;
4) порядковый номер;
5) номер периода;

6) номер группы;
7) строение атома:
заряд ядра;
общее число электронов;
число электронных энергетических уровней;
число электронов на внешнем уровне;
8) формула высшего оксида;
9) характер высшего оксида (кислотно-осно́вный);
10) формула высшего гидроксида;
11) характер высшего гидроксида;
12) формула летучего водородного соединения (для элементов-неметаллов).

5. Напишите электронную формулу атома He и постройте его энергетическую диаграмму.

6. Напишите электронную формулу и постройте энергетическую диаграмму атома азота.

7. Напишите электронную формулу и постройте энергетическую диаграмму атома хлора.

ГЛАВА 12

Галогены

Галогенами называются химические элементы VIIA группы. (*Назовите каждый элемент.*) По крайней мере с двумя из них вы знакомы.

Прежде всего, это хлор, входящий в состав поваренной соли — хлорида натрия NaCl. Хлорид натрия, в обыденной жизни просто соль, и дал название классу веществ — солей, которым был посвящен § 8.2. Общее название элементов VIIA группы — галогены — тоже связано с «солью». (Название происходит от греческих слов «галс» — соль и «генес» — рождающий, т. е. солероды[1].)

Второй элемент — иод[2] знаком вам в виде простого вещества I_2, точнее, в виде его спиртового раствора, свойство которого обеззараживать раны большинство испытало на себе.

Ранее вы познакомились с химией водорода и кислорода как элементов, в значительной мере определяющих земную химию, входящих в состав многих веществ.

У галогенов наиболее ярко по сравнению с остальными элементами выражены свойства н е м е т а л л о в. Говорят, галогены — типичные неметаллы. Что же это такое — типичные неметаллы? Выяснению этого вопроса и посвящена настоящая глава.

§ 12.1. СТРОЕНИЕ АТОМОВ ГАЛОГЕНОВ

Из галогенов в периодической системе элементов первым расположен фтор F. Его порядковый номер 9, следовательно, в его атоме около ядра с зарядом +9 движется девять электро-

[1] Первым из галогенов в свободном состоянии был получен хлор в конце XVIII в. Ученые были поражены его способностью образовывать соли, так как были уверены, что кислотные остатки должны содержать кислород.

[2] Это слово обычно пишется как «йод», но в химической литературе используется слово «иод».

нов. Фтор находится во 2-м периоде периодической системы. Это значит, что его электроны распределяются по двум энергетическим уровням. На 1-м уровне имеется всего одна 1*s*-АО, которая в атоме фтора занята двумя электронами. На 2-м уровне имеются одна 2*s*- и три 2*p*-АО, которые заполняются оставшимися семью электронами. Таким образом, электронная формула фтора записывается так: $1s^22s^22p^5$. Внешний энергетический уровень (в данном случае 2-й) содержит семь электронов, что соответствует номеру группы.

Второй из галогенов элемент — хлор Cl. Его атомный номер 17, он находится в 3-м периоде, следовательно, его 17 электронов располагаются на трех энергетических уровнях в соответствии с формулой $1s^22s^22p^63s^23p^5$. Внешний (3-й) энергетический уровень содержит, как и атом фтора, семь электронов.

Таково же строение внешнего уровня и у атомов остальных галогенов. Этим объясняется общность их свойств. Но, конечно, имеются и различия — ведь это разные элементы, их свойства лишь в основном определяются строением внешнего уровня.

Внешние электроны атома фтора (на 2-м энергетическом уровне) прочнее связаны с ядром, чем расположенные на более высоком (3-м) уровне в атоме хлора. Это одновременно означает, что электроны в атоме хлора находятся дальше от ядра, т. е. атом хлора не только тяжелее (*каковы относительные атомные массы* F *и* Cl*?*), но и больше по размеру[1].

Это общая закономерность в периодической системе. Для элементов одной группы при увеличении числа заполненных электронами энергетических уровней размер их атомов возрастает, а прочность связи с ядром внешних электронов снижается. Такая закономерность проявляется при переходе от одного элемента к другому сверху вниз в пределах одной группы.

Рисунок 12.1, где показаны энергетические диаграммы атомов фтора и хлора, хорошо иллюстрирует вышесказанное.

Таким образом, среди галогенов самый маленький атом у фтора и самый большой у астата (рис. 12.2); легче всего оторвать электрон от атома At и труднее — от атома F.

Самого тяжелого галогена астата At на Земле нет, его получили искусственно с помощью ядерной реакции (т. е.

[1] За радиус атомов (если не оговорено противное) будем принимать радиус, вычисленный квантово-механическими методами. Например, радиус атома водорода равен 0,053 нм (сравните это значение с приведенным на рис. 10.5 в § 10.3).

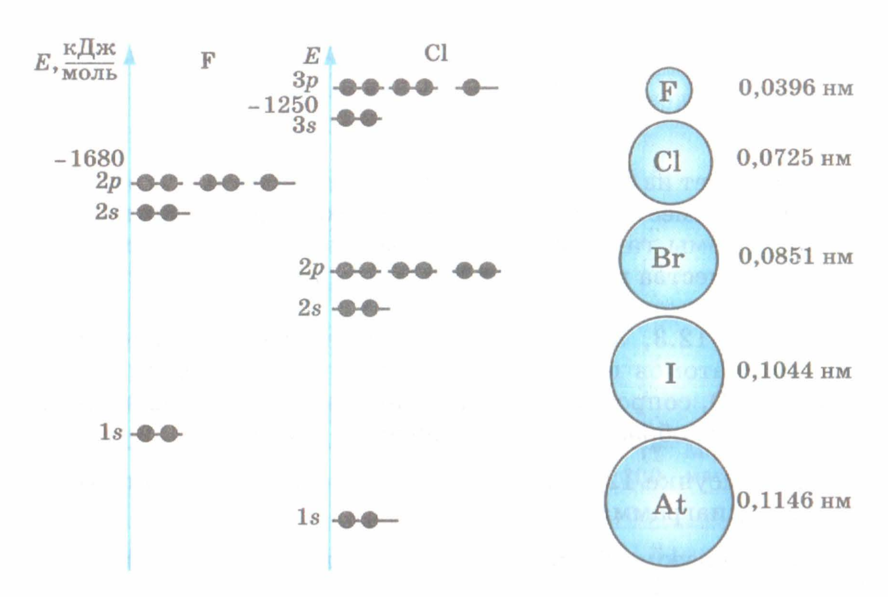


Рис. 12.1. Энергетические диаграммы атомов F и Cl

Рис. 12.2. Радиусы атомов галогенов

реакции, в которой происходит изменение заряда ядра; такие реакции являются предметом изучения физики). Количество полученного астата так мало, что свойства его пока почти не изучены, поэтому дальше мы их не рассматриваем.

Внешний энергетический уровень у атомов галогенов содержит семь электронов (что соответствует номеру группы периодической системы — VII). Два электрона занимают *s*-орбиталь, пять — *p*-орбитали.

Для элементов одной группы при увеличении числа заполненных электронами уровней размер атомов возрастает, а прочность связи внешних электронов с ядром снижается.



1. Каким образом название элементов VIIA группы связано с поваренной солью?

2. Атом какого элемента больше: а) хлора или иода; б) кислорода или серы; в) лития или натрия?

3. У атомов каких элементов внешние электроны прочнее связаны с ядром: а) хлора или брома; б) фтора или иода; в) углерода или кремния; г) лития или калия?

§ 12.2. ГАЛОГЕНЫ — ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Молекулярные вещества

Как следует из электронных формул атомов галогенов, каждый из них имеет по одной *p*-АО, занятой одним электроном. Поэтому атомы галогенов могут соединяться и образовывать простые вещества молекулярного строения (*вспомните, какие вещества называются простыми*).

Рисунок 12.3, *а* иллюстрирует перекрывание валентных *p*-АО двух атомов галогенов и переход электронов на связывающую МО, сопровождающийся понижением общей энергии системы, т. е. образованием химической связи.

На рисунке 12.3, *б* показана соответствующая энергетическая диаграмма.

Таким образом, галогены состоят из двухатомных молекул F_2, Cl_2, Br_2 и т. д.

Вещества, состоящие из молекул, называются **молекулярными веществами**. Связи между молекулами в таких веществах очень слабые, намного слабее, чем между атомами внутри молекулы, и уже при сравнительно низких температурах они разрываются — вещество превращается в жидкость и далее в газ. На рисунке 12.4 приведены два графика для температур плавления и кипения галогенов. Видно, что с возрастанием молекулярной массы веществ их значения тоже увеличиваются. Этого и следует ожидать, так как повышаются затраты энергии на увеличение скорости движения молекул. Это тоже общая закономерность: с возрастанием молекулярной массы повышаются температуры плавления и кипения веществ, состоящих из молекул.

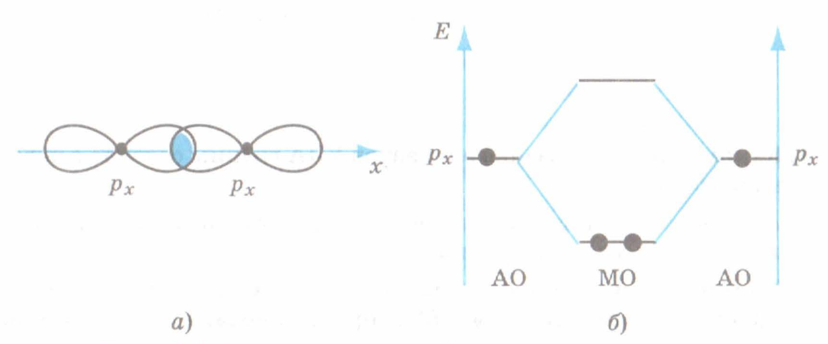
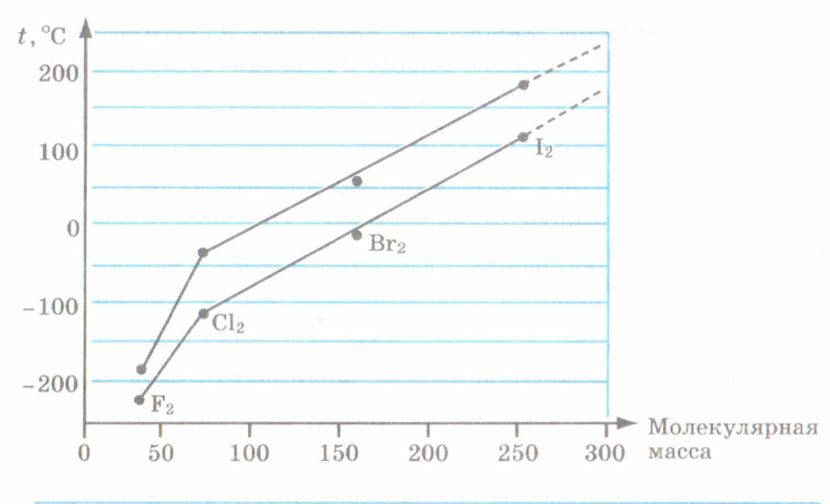


Рис. 12.3. Перекрывание *p*-АО двух атомов галогенов



Галоген	$t_{пл}$, °C	$t_{кип}$, °C
Фтор	−220	−188
Хлор	−101	−34
Бром	−7	59
Иод	114	186

Рис. 12.4. Температуры плавления и кипения галогенов

Проанализируйте рисунок 12.4 и скажите, в каком агрегатном состоянии находятся галогены при комнатной температуре.

Фтор и хлор кипят при температуре ниже комнатной, т. е. в обычных условиях это газы; бром плавится при температуре ниже комнатной, а кипит — выше, следовательно, в обычных условиях бром — жидкость. Аналогичное рассуждение в отношении иода приводит к выводу, что в обычных условиях он представляет собой твердое вещество.

Галогены окрашены, причем при переходе от одного элемента к другому сверху вниз в группе интенсивность окраски образованных ими простых веществ усиливается: фтор — светло-желтый, хлор — желтовато-зеленый, бром — красно-коричневый, иод — серо-фиолетовый. Цвет астата неизвестен.

За исключением фтора, который бурно реагирует с водой, галогены мало растворимы в воде. Чтобы приготовить концентрированный раствор, используют другие растворители. Например, для приготовления иодной настойки в качестве растворителя применяют спирт.

Водные растворы галогенов называются соответственно хлорной, бромной и иодной водой, в них галогены сохраняют в значительной степени свои свойства.

Молекулы галогенов двухатомны.

Галогены — молекулярные вещества, или вещества молекулярного строения.

Температуры плавления и кипения веществ, состоящих из молекул, повышаются с увеличением молекулярной массы этих веществ.

Водные растворы галогенов в воде называются соответственно хлорной, бромной и иодной водой.

?

1. Вычислите молярные массы хлора, брома и иода.

2. Исходя из положения астата в периодической системе предскажите его температуры плавления и кипения (используйте рис. 12.4).

3*. Для какого простого вещества — H_2, O_2 или Cl_2 температура кипения и плавления: а) самая высокая; б) самая низкая?

4. Почему при кипении жидкого воздуха сначала испаряется азот?

5. Сравните плотности фтора и хлора с плотностью воздуха. Какой из этих трех газов имеет наибольшую плотность?

6. Способ наполнения сосудов водородом или хлором основан на большом отличии их плотности от плотности воздуха. Нарисуйте схемы заполнения сосудов водородом и хлором путем вытеснения из них воздуха.

§ 12.3. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ГАЛОГЕНОВ С МЕТАЛЛАМИ

Ионная связь
Ионные вещества
Галогениды

Химические свойства, т. е. способность вступать в реакции, образовывать те или иные соединения, определяется положением галогенов в периодической системе. Каждый галоген

является предпоследним элементом в своем периоде. (*Какими элементами заканчивается каждый период в таблице Менделеева?*)

В качестве примера рассмотрим сначала образование соединения одного из галогенов, именно хлора, с натрием.

Электронная формула атома натрия $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Он имеет одну валентную АО. Электронная формула атома хлора $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$. У него тоже одна валентная АО. Рисунок 12.5, *а* показывает, что валентные АО могут перекрываться с образованием молекулярной орбитали, на которой размещаются два электрона. При этом из-за большой разницы в размерах соединяющихся атомов область перекрывания АО смещена, и очень сильно, к атому хлора.

Вернемся к рисунку 10.8 (гл. 10) и посмотрим, как изменяется энергетическое состояние валентных орбиталей атомов при переходе от одного элемента к другому слева направо в пределах периода.

Вы видите, что с увеличением заряда ядра (атомного номера) энергия внешних АО снижается, усиливается притяжение к ядру находящихся на них электронов.

Построим энергетическую диаграмму соединения, образованного двумя крайними элементами 3-го периода — натрием и хлором (рис. 12.5, *б*). При этом используем только АО с одним электроном: у натрия это $3s$-АО, у хлора одна из $3p$.

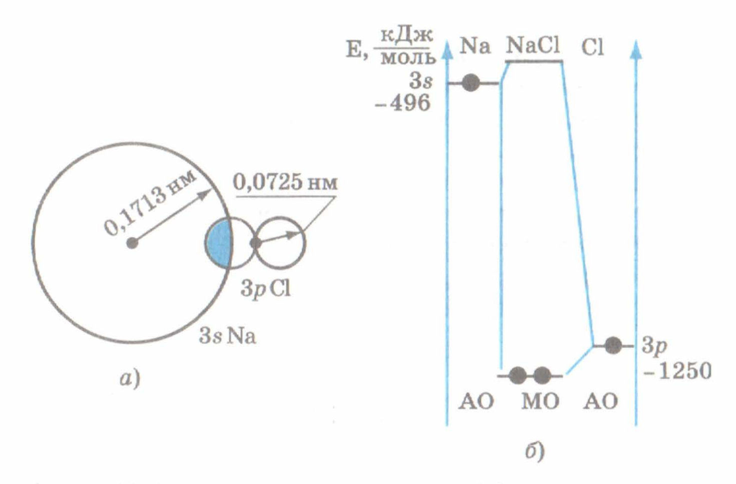


Рис. 12.5. Перекрывание орбиталей $3s$ атома натрия и $3p$ атома хлора (*а*); энергетическая диаграмма NaCl (*б*)

В связи с большой разницей в энергиях перекрывающихся АО (−496 кДж/моль для 3*s* натрия и −1250 кДж/моль для 3*p* хлора) образующаяся связывающая МО мало отличается по энергии от АО атома Cl, у которого на диаграмме она ниже. В нашем случае электрон натрия, расположенный на более высокой 3*s*-АО, практически переходит на значительно более низкую 3*p*-АО атома хлора.

Можно сказать, что атом Na «отдал» свой электрон атому Cl. Поэтому на атоме Na возникает положительный заряд, т. е. он становится положительно заряженным ионом. В свою очередь, атом Cl «присоединяет» лишний электрон и превращается тем самым в отрицательно заряженный ион. Противоположно заряженные ионы Na^+ и Cl^- притягиваются друг к другу, образуя химическую связь между натрием и хлором, которая, естественно, называется и о н н о й:

$$\overset{e^-}{Na + Cl} \longrightarrow Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl.$$

Образуется ли при этом молекула NaCl? Здесь надо учесть, что электрически заряженная частица, в том числе ион, может притягивать сколь угодно много других, имеющих противоположный заряд. (Точно так же магнит притягивает к себе железные предметы независимо от того, притянулись ли к нему другие, в чем легко убедиться на опыте.) Поэтому ион натрия Na^+ притягивает к себе не один ион хлора Cl^-, а столько, сколько около него помещается. Одновременно так же ведет себя ион Cl^-.

В результате образуется кристаллическая решетка из ионов Na^+ и Cl^-, схематическое изображение которой на плоскости дано на рисунке 12.6. В пространстве она имеет вид, представленный на рисунке 12.7.

Кристаллы поваренной соли, состав которой передается формулой NaCl, выглядят, как показано на рисунке 12.8.

Таким образом, вещество хлорид натрия, его кристаллы образованы не молекулами, а ионами. Такое же ионное строение имеют и другие соединения *металлов* с *неметаллами*.

− + − + − + − + − + − +
+ − + − + − + − + − + −
− + − + − + − + − + − +
+ − + − + − + − + − + −

Рис. 12.6. Схематическое изображение кристаллической решетки NaCl на плоскости: ион натрия (+) и ион хлора (−)

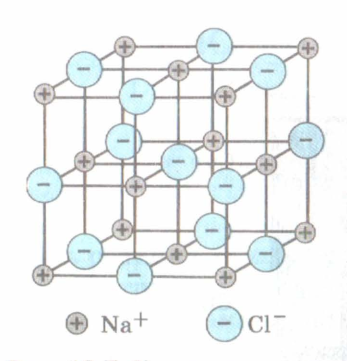


Рис. 12.7. Кристаллическая решетка NaCl (в пространстве)

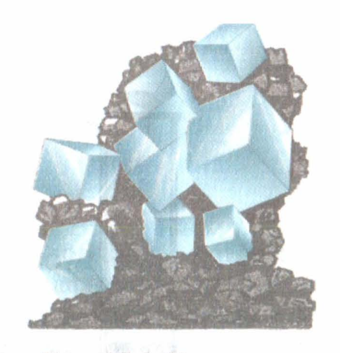


Рис. 12.8. Кристаллы хлорида натрия

В отличие от веществ с молекулярным строением (H_2, O_2, F_2, Cl_2 и т. п.) ионные вещества имеют значительно более высокие температуры плавления и кипения. Например, для поваренной соли NaCl $t_{пл} = 801$ °C, $t_{кип} = 1465$ °C (*сравните эти значения с указанными на рисунке 12.4 для галогенов*).

Итак, из приведенного примера вы узнали, что, взаимодействуя с металлами, галогены «отнимают» у них валентные электроны, превращая их в положительно заряженные ионы, а сами становятся отрицательными ионами. При этом один атом галогена может присоединять к себе лишь один электрон (*см. заполнение АО галогенов электронами*).

Поскольку молекулы галогенов двухатомны, то уравнение реакции следует записать так:

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl.$$

Аналогично реакция галогенов с металлом, имеющим два валентных электрона, протекает в соответствии с уравнением

$$Ca + \begin{matrix} Cl \\ Cl \end{matrix} \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- \longrightarrow CaCl_2$$

(стрелки e^- от Ca к каждому атому Cl)

или $Ca + Cl_2 = CaCl_2$.

Взаимодействие галогенов с металлами происходит очень энергично, в чем легко убедиться на следующих опытах.

Возьмем немного порошка железа и, предварительно нагрев на пламени горелки, будем осторожно сыпать его в банку (или цилиндр), наполненную хлором (рис. 12.9, *а*). Железо вспыхи-

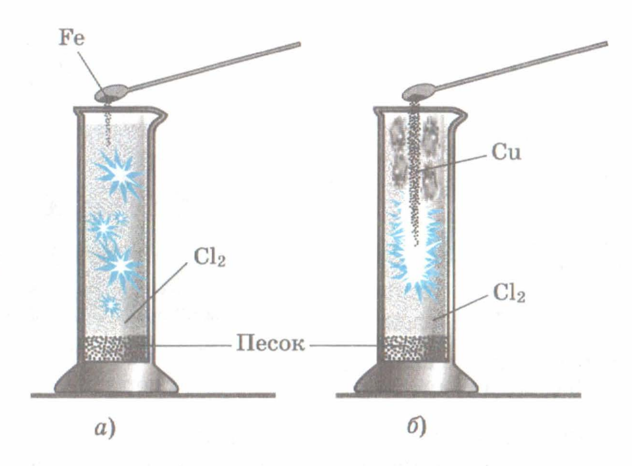


Рис. 12.9. Горение в хлоре: *а* — железа; *б* — меди

вает в хлоре и сгорает, образуя хлорид железа (III) $FeCl_3$. Так же энергично взаимодействует с хлором предварительно нагретый на пламени горелки порошок меди, в результате чего образуется хлорид меди (II) (рис. 12.9, *б*).

Во всех реакциях галогенов с металлами получаются соли, которые называются соответственно **фторидами**, **хлоридами**, **бромидами**, **иодидами**. Общее их название — **галогениды**.

В реакциях галогенов с металлами атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы, а атомы галогенов становятся отрицательно заряженными ионами (с зарядом −1), образуя ионную связь.

Соединения металлов с галогенами являются солями и имеют ионное строение.

?

1. Из каких частиц построен кристалл: а) фторида калия; б) оксида магния; в) иодида цезия; г) брома; д) иода; е) кислорода?

2. Напишите уравнение химических реакций между медью и хлором.

3. Приведите схему образования соединения между: а) натрием и фтором; б) кальцием и бромом; в) алюминием и хлором. Напишите уравнения реакций.

 **4*.** Почему ионные вещества плавятся при более высоких температурах, чем молекулярные?

§ 12.4. ОКИСЛЕНИЕ-ВОССТАНОВЛЕНИЕ

Окисление
Восстановление
Окислитель
Восстановитель

Суть реакций между металлами и галогенами, которые были рассмотрены в предыдущем параграфе, состоит в потере электронов атомами одного элемента (в данном случае металла) и присоединении этих электронов атомами другого элемента (галогена). Такие реакции называются **окислительно-восстановительными**.

Ранее, в § 4.4 мы называли реакциями окисления взаимодействие веществ с кислородом. Теперь мы можем выяснить суть таких реакций.

Построим энергетическую диаграмму соединения кислорода с натрием (рис. 12.10). При этом учтем, что каждый атом натрия имеет одну валентную орбиталь ($3s$), атом кислорода — две ($2p$) (*вспомните или посмотрите электронную формулу или энергетическую диаграмму атома* O). Поэтому с одним атомом O могут соединиться два атома Na (валентные АО атомов натрия на рисунке 12.10 объединены фигурной скобкой).

Из исходных четырех АО образуются четыре МО, из которых две являются связывающими (нижние) и две антисвязывающими. Валентные электроны (их четыре) занимают наиболее низкие орбитали, а именно, связывающие МО.

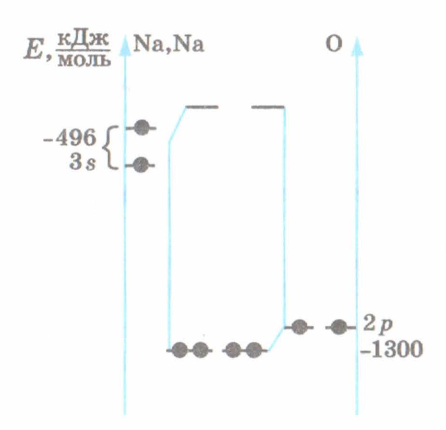


Рис. 12.10. Энергетическая диаграмма Na_2O

При взаимодействии натрия с кислородом, как и при взаимодействии натрия с хлором, осуществляется переход электронов с АО натрия на АО кислорода в соответствии со схемой:

$$\begin{matrix} \overset{e^-}{\ulcorner} \\ Na \\ Na \\ \underset{e^-}{\llcorner} \end{matrix} + O \longrightarrow 2Na^+ + O^{2-} \longrightarrow Na_2O.$$

Таким образом, в этой реакции натрий отдает электроны, кислород принимает электроны.

Процесс отдачи электронов называется о к и с л е н и е м; процесс присоединения электронов — это в о с с т а н о в л е н и е.

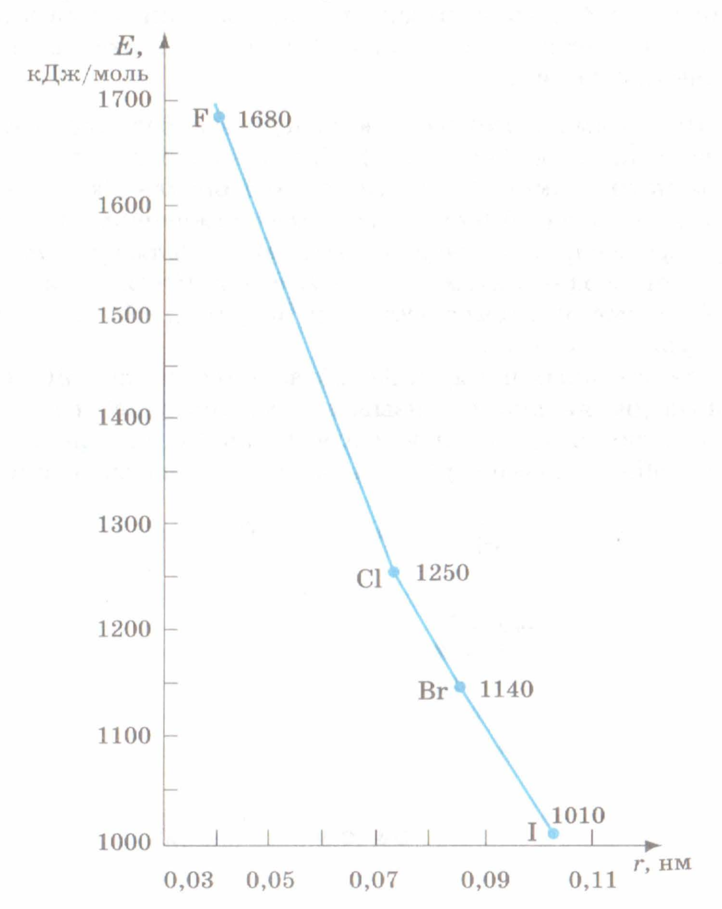


Рис. 12.11. Энергия отрыва электрона от нейтрального атома галогена в зависимости от радиуса последнего

Вещество, которое принимает электроны, называется **окислителем**; вещество, которое отдает электроны, — **восстановитель**.

В данной реакции кислород по отношению к натрию является окислителем, и сам он в этой реакции восстанавливается. Натрий по отношению к кислороду — восстановитель, сам он в реакции окисляется.

Указанную терминологию можно применить и для реакции натрия с хлором. В ней хлор — окислитель, натрий — восстановитель:

$$\overset{2e^-}{2Na \rightarrow} \quad 2Na + Cl_2 = 2NaCl.$$

Восстановитель Окислитель

Атомы галогенов, которые занимают предпоследнее место в соответствующих периодах, имеют на внешнем энергетическом уровне АО с наиболее низкой энергией, поэтому галогены являются самыми сильными окислителями (каждый в своем периоде). При перемещении по периоду слева направо окислительная способность элементов возрастает.

Атом какого из элементов — F или Cl — более сильный окислитель? *Сравните энергии их внешних энергетических уровней* (см. рис. 12.1). У атома F она ниже, поэтому фтор более сильный окислитель. При переходе от одного элемента к другому вниз по группе в периодической системе размер атомов увеличивается (см. рис. 12.2), энергия притяжения к атомному ядру электронов внешнего уровня поэтому уменьшается (рис. 12.11), а сам уровень повышается, следовательно, окислительная способность элементов понижается.

Окисление — процесс отдачи электронов атомом элемента; восстановление — процесс присоединения электронов.

Восстановитель, отдавая электроны, окисляется. Окислитель, присоединяя электроны, восстанавливается.



1. Объясните, могут ли быть окислителями элементы VIIIA группы.

2. Расположите галогены в порядке возрастания их окислительной способности.

3. Что более сильный окислитель — кислород или фтор? Объясните почему.

4. Какой элемент периодической системы является самым сильным окислителем? Почему вы так считаете?

5. Напишите уравнения химической реакции между следующими веществами: а) калием и хлором; б) натрием и бромом; в) медью и кислородом (образуется CuO); г) литием и кислородом.
Покажите стрелками переход электронов, укажите окислитель и восстановитель во всех этих реакциях.

6. Перерисуйте рисунок 12.11 (лучше, если это будет выполнено на «миллиметровке»), использовав числовые значения, приведенные на этом рисунке, а также на рисунке 12.2. Выполните задания:
а) на оси абсцисс отметьте атомы галогенов;
б) продлите график и определите, какую энергию надо затратить, чтобы оторвать электрон от атома астата.

§ 12.5. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

Коррозия

В предыдущем параграфе была рассмотрена относительная окислительная активность галогенов.

Каждый вышестоящий в периодической системе галоген, являясь более сильным окислителем, чем нижестоящий, вытесняет его из соединений с металлами.

В этом легко убедиться на следующих опытах. Прильем в пробирки с растворами бромида натрия и иодида калия хлорную воду (раствор хлора в воде). Произойдут следующие реакции:

$$2NaBr + \underset{\text{Окислитель}}{Cl_2} = 2NaCl + Br_2; \quad (2e^-: NaBr \rightarrow Cl_2)$$

$$2KI + \underset{\text{Окислитель}}{Cl_2} = 2KCl + I_2. \quad (2e^-: KI \rightarrow Cl_2)$$

За протеканием этих реакций легко наблюдать, так как получаются окрашенные продукты (*какие?*).

Данные реакции лежат в основе промышленного получения брома и иода путем обработки их природных соединений хлором.

Сам же хлор получают действием электрического тока на некоторые соединения, например на расплавленный хлорид натрия:

$$2NaCl \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2Na + Cl_2\uparrow.$$

Аналогичным способом в промышленности получают фтор.

Высокая окислительная активность галогенов проявляется в их высокой химической, а потому и биологической активности. Даже самый слабый среди них окислитель — иод обладает антисептическим действием — убивает микроорганизмы. А хлор во время Первой мировой войны был использован как боевое отравляющее вещество. Поэтому при работе с галогенами надо соблюдать большую осторожность и аккуратность.

В следующем опыте можно увидеть, как хлор разрушительно действует на красящие вещества. Возьмем окрашенный чернилами влажный кусочек марли и поместим его в стакан, предварительно наполненный хлором. Хлор в присутствии влаги обесцвечивает окрашенную ткань.

Вы уже познакомились с реакциями хлора с металлами. Активно галогены реагируют и с неметаллами. Например, смесь водорода с хлором при ярком освещении взрывается:

$$\underset{\text{Восстановитель}}{H_2} + \underset{\text{Окислитель}}{Cl_2} = 2HCl\uparrow. \quad (2e^-: H_2 \rightarrow Cl_2)$$

Галогены, одни быстрее, другие медленнее, взаимодействуют с водой:

$$H_2O + \underset{\text{Окислитель}}{Cl_2} = 2HCl + O; \qquad 2O = O_2. \quad (2e^-: H_2O \rightarrow Cl_2)$$

В водных растворах галогенов (кроме фтора, который с водой реагирует очень быстро) помимо наличия свободного галогена образуется атомарный кислород, который в отличие от молекулярного O_2 значительно легче вступает в реакции (ведь нет необходимости в разрушении его собственной молекулы). Этим объясняются высокие окислительные свойства водных растворов галогенов. Например, хлор применяется для обеззараживания воды. (Раньше мы так же объясняли высокую химическую активность озона O_3 — *найдите соответствующий параграф.*)

Галогены вообще особенно активны в присутствии воды. Так, сухой хлор даже медленно не действует на железо, и его можно хранить в стальных баллонах. Во влажном хлоре железо быстро разрушается — ржавеет (совместное действие продук-

тов реакции его с водой — кислоты и атомарного кислорода). О таких процессах говорят: металл подвергается к о р р о з и и. Опыт с разрушением красителя также демонстрирует активность влажного хлора. Сухой хлор, как можно убедиться на опыте, не обесцвечивает ткань.

Повышение активности галогенов в присутствии воды убедительно проявляется в следующем опыте.

Смешаем порошок алюминия с кристаллическим иодом в фарфоровой чашке. Взаимодействия алюминия с иодом не наблюдается. Капнем теперь 1—2 капли воды в смесь. Через 20—40 с вы увидите результат взаимодействия алюминия с иодом (рис. 12.12).

Запишем уравнение химической реакции:

$$\underset{\text{Восстановитель}}{2Al} + \underset{\text{Окислитель}}{3I_2} = 2AlI_3.$$

Разберем окислительно-восстановительный процесс, осуществляемый при этом взаимодействии. Иод, являясь окислителем, присоединяет электроны:

$$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-.$$

Сам он при этом восстанавливается до иона I^-.

Алюминий, являясь в этой реакции восстановителем, отдает электроны:

$$Al - 3e^- \longrightarrow Al^{3+}.$$

Сам металл при этом окисляется до иона Al^{3+}.

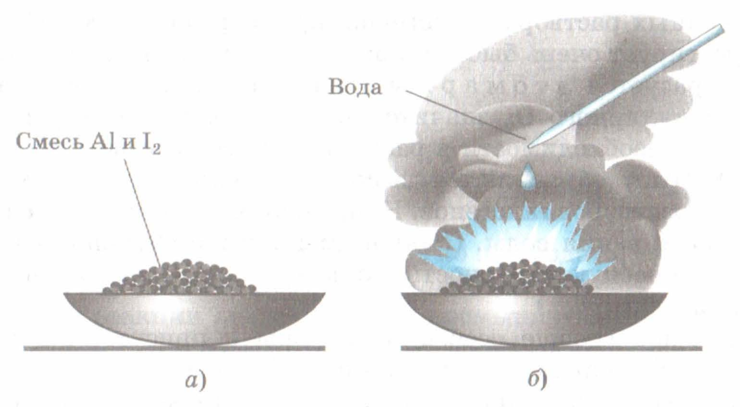


Рис. 12.12. Взаимодействие алюминия с иодом в присутствии воды

Суммарно процесс окисления-восстановления при взаимодействии алюминия с иодом можно представить следующим образом:

коэффициенты		
2	$Al - 3e^- \longrightarrow Al^{3+}$ Восстановитель	процесс окисления
3	$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-$ Окислитель	процесс восстановления

$$2Al + 3I_2 = 2AlI_3$$

Подобные схемы полезно составлять при написании уравнений окислительно-восстановительных реакций. Разберем еще одну из приведенных выше.

В реакции

$$NaBr + Cl_2$$

восстановителем является и о н брома (*из каких ионов состоит бромид натрия?*), а окислителем — молекула хлора. Запишем это:

$$2Br^- - 2e^- \longrightarrow Br_2$$
$$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$$

$$2Br^- + Cl_2 = Br_2 + 2Cl^-$$

Последнее уравнение представляет собой запись сокращенного ионного уравнения реакции, в нем указаны только те частицы (ионы, молекулы), которые принимают участие в реакции.

Галогены — сильные окислители. Они окисляют простые и сложные вещества.

По окислительной активности каждый вышестоящий в периодической таблице Менделеева галоген является более сильным по отношению к нижестоящему. Поэтому каждый вышестоящий галоген вытесняет любой нижестоящий из его соединений.

Галогены особенно активны в присутствии воды.

Разрушение металлов в результате химического взаимодействия с окружающими их веществами называется коррозией.

?

1. В раствор, содержащий иодид калия, прибавили крахмал, затем бромную воду. Что наблюдалось? Напишите уравнение происходящей реакции.

2. В раствор, содержащий иодид натрия, прибавили крахмал, затем хлорную воду. Что наблюдали? Напишите уравнение происходящей реакции.

3. По образцу, приведенному для реакции алюминия с иодом, составьте схемы окисления-восстановления веществ в реакциях:
а) $Na + Cl_2$; б) $Ca + Br_2$; в) $Cl_2 + NaI$; г) $Ca + O_2$.

§ 12.6. ПРИМЕНЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ

Высокая химическая активность галогенов определяет области их применения. Области применения галогенов показаны на рисунке 12.13. Наибольшее применение из них находит хлор как самое дешевое и доступное вещество среди галогенов (сырьем для его получения служит поваренная соль).

Выше мы отмечали антисептические свойства иода. Аналогичное действие оказывает хлор, что используется для обеззараживания питьевой воды. Вещества, медленно разлагающиеся с выделением хлора, в том числе так называемая хлорная известь, применяются для обеззараживания местности и помещений, где возможно размножение болезнетворных микробов.

В текстильной промышленности используется свойство хлора разрушать природные красители для отбеливания текстильного сырья.

Легко вступая в реакции, галогены, особенно самый активный из них — фтор, но также хлор, образуют очень прочные соединения, которые с трудом вступают в химические реакции с другими веществами, и потому устойчивы к различным химическим воздействиям.

Галогенсодержащие вещества и материалы широко используются в промышленности, технике, быту. Из фтор- и хлорсодержащих пластмасс, например тефлона и поливинилхлорида (ПВХ), изготавливают сосуды, предназначенные для хранения химически агрессивных веществ. Некоторые жидкости и газы,



Рис. 12.13. Применение галогенов и нахождение в природе (нижние строчки)

содержащие фтор и хлор, например фреоны, широко применялись в качестве хладоагентов в холодильниках (фреоны не вызывают ржавления и разрушения трубопроводов и других деталей). Они использовались также в аэрозольных упаковках веществ, так как химически инертны и потому практически безвредны. Однако, к сожалению, в настоящее время производство фреонов в мире резко сокращено. На основе лишь лабораторных опытов была высказана гипотеза об их разрушительном действии на озоновый слой земной атмосферы. И на основании таких данных были приняты решения глобального масштаба.

Широко известно использование хлорида натрия в быту и пищевой промышленности. Разнообразно применение и других соединений галогенов, важнейшее из них — соляная кислота.

?

1. Назовите 3—5 известных вам веществ, в состав которых входят галогены.

2. Какие области применения галогенов и их соединений вы знаете? С каким применением лично вы встречались в жизни?

§ 12.7. ХЛОРОВОДОРОД. СОЛЯНАЯ КИСЛОТА

Водные растворы всех галогеноводородов — кислоты. Раствор в воде хлороводорода называется хлороводородной кислотой. Широко распространенное название этой кислоты — соляная кислота.

Хлороводород получают в промышленности по реакции:

$$Cl_2 + H_2 = 2HCl\uparrow.$$

Эта реакция на свету протекает со взрывом, но ее можно провести в условиях спокойного горения, как это показано на рисунке 12.14. Если выходящий из газоотводной трубки водород поджечь и погрузить в цилиндр, предварительно заполненный хлором, то водород в атмосфере хлора продолжает гореть, желто-зеленая окраска хлора постепенно исчезает, поскольку образуется бесцветный газ хлороводород.

В принципе таким же образом проводят эту реакцию в промышленности (рис. 12.15).

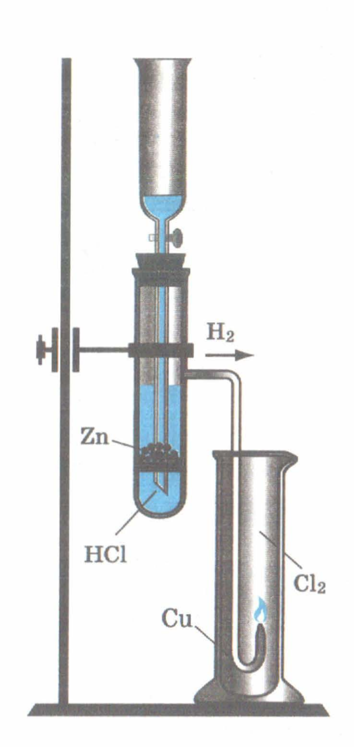


Рис. 12.14. Горение водорода в атмосфере хлора

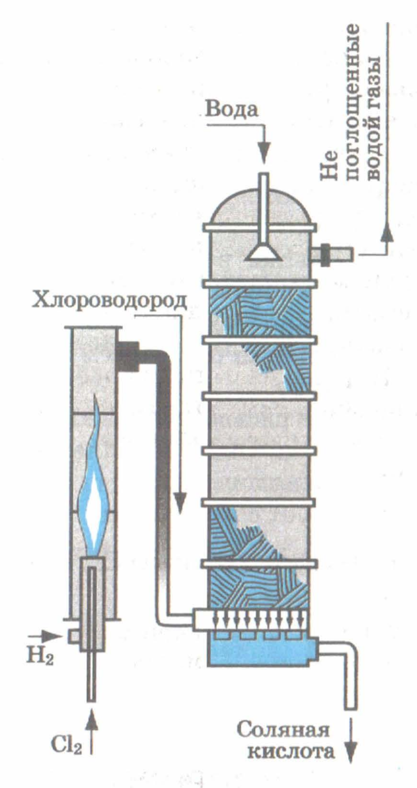


Рис. 12.15. Схема промышленной установки для получения соляной кислоты

В лабораторных условиях хлороводород получают нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой (*см. практическую работу № 8*):

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl\uparrow.$$

Хлороводород — бесцветный газ с характерным запахом, несколько тяжелее воздуха. Ядовит.

Он очень хорошо растворим в воде, что можно продемонстрировать на следующем опыте (рис. 12.16). Нальем в склянку воду, подкрашенную синим раствором лакмуса. Эту склянку соединим с другой толстостенной склянкой, наполненной хлороводородом, с помощью трубки, снабженной краном. Откроем кран и, нагнетая воздух в нижнюю склянку с водой, введем небольшую порцию воды в верхний сосуд.

Хлороводород быстро растворится в воде, в сосуде создастся пониженное давление, и вода начнет бить фонтаном. Поскольку раствор хлороводорода в воде является кислотой, то окраска воды изменится — цвет лакмуса из синего переходит в красный.

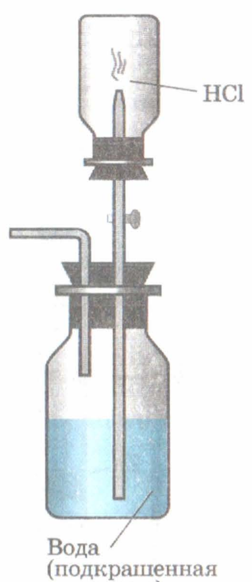


Рис. 12.16. Прибор для демонстрации растворимости хлороводорода в воде

В 1 объеме воды растворяется до 450 объемов хлороводорода, что определяет максимально возможную концентрацию самой кислоты: около 40% при комнатной температуре.

Водный раствор хлороводорода — соляная кислота. Она проявляет все типичные свойства кислот.

Реагирует с металлами:

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow,$$

с оксидами металлов (осно́вными оксидами):

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O,$$

с основаниями (гидроксидами металлов):

$$Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O.$$

Конечно же она имеет кислый вкус, изменяет окраску индикаторов.

Соляная кислота играет большую роль в жизнедеятельности организмов — участвует в процессе пищеварения. Когда говорят о пониженной кислотности в организме человека, имеют в виду недостаточную концентрацию соляной кислоты в желудке. В этом случае врачи прописывают ее как лекарство, но, естественно, в малых, безопасных концентрациях. А при повышенной кислотности в качестве лекарства используются вещества осно́вного характера, ее нейтрализующие, например содержащие оксид магния, гидроксид алюминия и др.

Но главное применение соляная кислота находит не в медицине и не в лаборатории, а в промышленности, в том числе для травления металлов — очистки их поверхности от оксидов и гидроксидов, образующихся при хранении или высокотемпературной обработке (например, горячей прокатке) металлов на воздухе. Такая очистка необходима перед окраской изделий,

пайкой, покрытием поверхности металла другим металлом, например при никелировании или хромировании.

В больших масштабах соляная кислота используется в нефтедобывающей и нефтеперерабатывающей промышленности.

?

1*. Почему хлороводород ядовит?

2. Во сколько раз плотность хлороводорода больше плотности воздуха?

3*. Рассчитайте концентрацию соляной кислоты, получающейся в опыте, показанном на рисунке 12.16 (фонтан).

4. Какую окраску приобретают индикаторы под действием соляной кислоты?

5. С какими из перечисленных металлов соляная кислота не реагирует: Ca, Cu, Fe, Ag? Почему?

6. Напишите уравнение реакции нейтрализации соляной кислоты оксидом магния.

7. Действующим началом желудочного лекарства «Альмагель» служат оксиды и гидроксиды магния и алюминия. Напишите уравнения реакций, с помощью которых кислотность желудочного сока понижается.

8. Приведите примеры использования соляной кислоты в лаборатории. Напишите уравнения соответствующих реакций.

9. Напишите уравнения реакций соляной кислоты с продуктами коррозии (ржавления) железа: гидроксидом железа (III), оксидом железа (II), оксидом железа (III), соединением Fe_3O_4.

10. Полезна или вредна соляная кислота для человека?

▲ **11*.** Нормальная концентрация соляной кислоты в желудке человека составляет 0,3%. Как приготовить 1 л такой кислоты, исходя из имеющейся в продаже кислоты с концентрацией 36% и плотностью $\rho = 1{,}18$ г/см^3?

12. Сопоставьте причины окислительного действия водных растворов пероксида водорода (§ 4.6) с водными растворами галогенов. Приведите уравнения реакций.

13. Как соляная кислота используется в нефтедобывающей промышленности? (Если вы забыли, посмотрите § 1.5.)

ГЛАВА 13

Щелочные металлы

Щелочными металлами называются элементы IA группы. (*Перечислите их.*) С соединениями одного из них вы уже знакомы — это поваренная соль, или хлорид натрия NaCl.

Вероятно, знаете вы и соду — карбонат натрия Na_2CO_3.

Еще об одном элементе вы должны были слышать — о калии. Он входит в состав калийных удобрений. Вместе с азотными и фосфорными удобрениями это основные удобрения, применяемые в сельском хозяйстве.

Возможно, вы встречались с упоминанием о литиевых электрических батарейках, цезиевых фотоэлементах.

Как галогены являются типичными, наиболее ярко выраженными неметаллами, так элементы IA группы — это типичные металлы. Им посвящена настоящая глава.

?

1. Назовите несколько веществ, содержащих элементы IA группы. К каким классам веществ (кислоты, основания, оксиды, соли) они относятся?

2. Почему элементы IA группы называются «щелочными металлами»?

§ 13.1. СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Металлические свойства

С элемента IA группы начинается каждый период в таблице Менделеева. Это значит, что именно у атомов этих элементов начинается заполнение следующего энергетического уровня. Поэтому на внешнем уровне у атомов всех щелочных металлов находится по одному электрону.

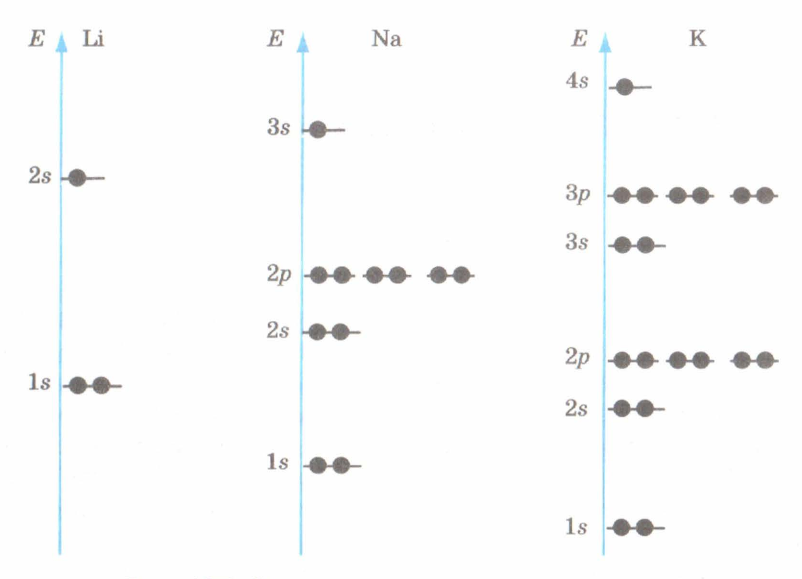


Рис. 13.1. Энергетические диаграммы атомов лития, натрия и калия

На рисунке 13.1 приведены энергетические диаграммы первых трех элементов IA группы. (*Напишите их электронные формулы.*)

При переходе от Li к Fr, т. е. при движении сверху вниз по группе, у атомов возрастает число энергетических уровней, следовательно, увеличивается размер атомов, ослабевает связь внешнего электрона с ядром. Это значит, что валентный электрон атома щелочного металла все легче может перейти на орбитали атома другого элемента. А вы уже знаете, что способность «отдавать» электроны — это свойство восстановителя. Восстановительная способность щелочных металлов и их химическая активность возрастают с увеличением их порядкового номера.

Как мы уже неоднократно отмечали, при переходе от элемента к элементу слева направо по периоду уменьшаются размеры атомов (рис. 13.2) и усиливается прочность связи внешних электронов с ядрами (см. рис. 10.8). Следовательно, щелочные металлы являются самыми сильными восстановителями каждый в своем периоде.

Когда говорят о металлических свойствах химических элементов, то имеют в виду их способность проявлять восстановительные свойства. Поэтому элементы IA



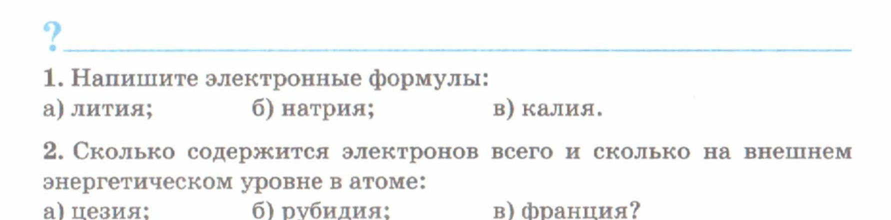
Рис. 13.2. Атомные радиусы (нм) атомов некоторых элементов

группы являются типичными металлами, у которых металлические (с химической точки зрения) свойства выражены наиболее ярко.

Атомы щелочных металлов на внешнем энергетическом уровне имеют по одному электрону.

Щелочные металлы — сильные восстановители. Их восстановительная способность (и их химическая активность) возрастают с увеличением порядкового номера элемента (т. е. сверху вниз в периодической системе).

Все щелочные элементы — типичные металлы.



?

1. Напишите электронные формулы:
а) лития; б) натрия; в) калия.

2. Сколько содержится электронов всего и сколько на внешнем энергетическом уровне в атоме:
а) цезия; б) рубидия; в) франция?

3. Назовите элемент, являющийся самым сильным восстановителем среди всех элементов периодической системы.

§ 13.2. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ — ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Вещества атомного строения
и молекулярного строения
Вещества — металлы
Зона молекулярных орбиталей

Рассмотрим, в каком виде существуют щелочные элементы как простые вещества. Для этого обратимся к электронному строению их атомов.

Атомы щелочных металлов имеют по одной валентной орбитали, содержащей один электрон. Поэтому, очевидно, эти атомы могут соединяться между собой с образованием двухатомной молекулы. Схема образования МО щелочных металлов дана на рисунке 13.3.

Если вы сравните этот рисунок с рисунком 10.9, показывающим образование молекулы H_2, то различий не отметите.

Приведенная схема не отличается и от энергетических диаграмм молекул водорода (см. рис. 10.11) и галогенов (см. рис. 12.3, *б*).

Таким образом, элементы IA группы могут существовать в виде двухатомных молекул, которые и обнаружены в газообразном состоянии металлов. Однако в твердом состоянии простые вещества, образованные этими элементами, тем не менее построены не из двухатомных молекул, а из атомов.

Обратимся снова к рисунку 13.2, показывающему относительные размеры атомов. Бросаются в глаза большие размеры атомов щелочных элементов в сравнении с другими атомами. Большой размер, «размазанность» в пространстве приводят

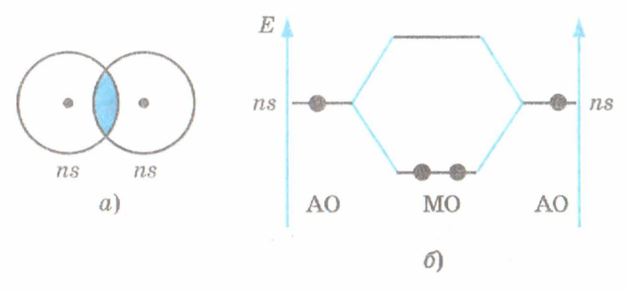


Рис. 13.3. Перекрывание *s*-орбиталей атомов щелочных металлов (*а*); энергетическая диаграмма двухатомной молекулы щелочного металла (*б*)

к тому, что в результате перекрывания таких орбиталей электронная плотность между ядрами увеличивается мало. Поэтому связь — слабая (для сравнения укажем, что энергия, которую требуется затратить на разрыв связи в молекуле H_2, составляет 432 кДж/моль; в молекуле Cl_2, образованной бóльшими атомами, — 243 кДж/моль; в молекуле Na_2, образованной еще бóльшими атомами, — лишь 99 кДж/моль). При этом прочность связи уменьшается в группе щелочных металлов сверху вниз в соответствии с увеличивающимися размерами атомов.

Для больших атомов появляется возможность *перекрывания АО не двух*, а большего числа атомов. На рисунке 13.4 представлена схема перекрывания атомных орбиталей в кристаллах водорода и лития. Мы видим, что в узлах кристаллической решетки водорода находятся двухатомные молекулы H_2. А в кристалле лития перекрываются АО всех соседних атомов, так что образуются молекулярные орбитали, которые нельзя отнести ни к какой паре атомов, но следует считать принадлежащими всему кристаллу. Образуется большое число МО, охватывающих весь кристалл. И электроны, располагающиеся на этих МО, движутся в поле ядер не одного или двух атомов, а в поле ядер атомов всего кристалла. Говорят, что такой кристалл имеет *атомное* (в отличие от *молекулярного*) строение. Им обладают все металлы и некоторые неметаллы.

Если среди образовавшихся МО есть свободные, то электроны, переходя на них, могут изменять свою энергию и участво-

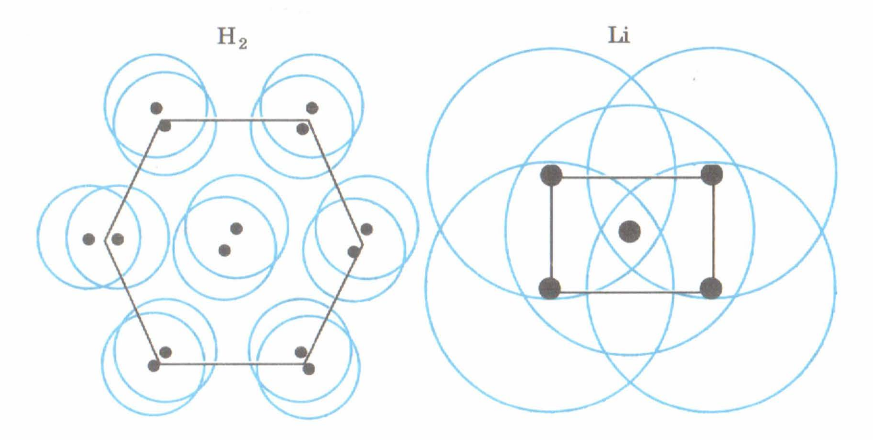


Рис. 13.4. Перекрывание атомных орбиталей в кристаллах водорода H_2 и лития Li

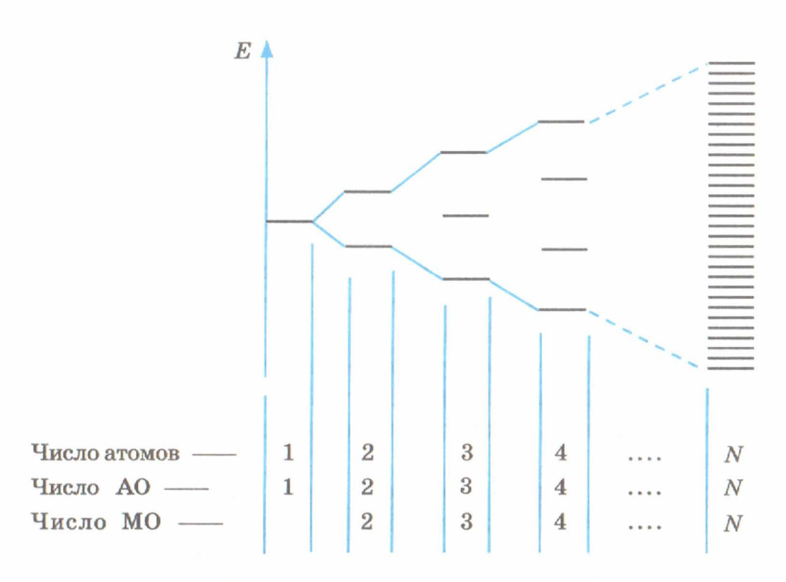


Рис. 13.5. Схема образования зоны МО в атомном кристалле щелочного металла

вать в передаче электрического тока. Мы имеем металл. Если свободных МО нет, то данный атомный кристалл принадлежит неметаллу; его электроны не могут участвовать в электронной проводимости.

На рисунке 13.5 показана энергетическая диаграмма атомного кристалла, образованного атомами щелочного металла, т. е. имеющего одну валентную АО.

При этом, как мы помним, число образующихся МО равно числу исходных АО.

Мы видим, что в веществе, кристалле энергетические уровни молекулярных орбиталей образуют практически сплошную полосу, з о н у энергетических состояний, доступных для электронов. У щелочных металлов эта зона, содержащая N МО, заполнена наполовину, так как каждый из N атомов предоставляет по одному электрону, а на каждой из N МО может разместиться по два электрона.

У других металлов такая зона тоже заполнена не целиком и содержит свободные МО. На свободные МО под действием электрического напряжения могут переходить электроны с занятых орбиталей, что означает возникновение электрического тока и э л е к т р о н н о й п р о в о д и м о с т и.

Рассмотрим физические свойства щелочных металлов.

Как вам уже известно, при переходе от одного элемента к другому сверху вниз по группе размеры атомов увеличиваются и эффективность перекрывания их валентных орбиталей уменьшается. Поэтому снижается прочность связей между атомами.

Ослабление связей обусловливает снижение температур плавления и кипения веществ.

Действительно, в группе щелочных металлов температуры плавления и кипения понижаются с увеличением порядкового номера элемента (рис. 13.6).

На этом рисунке отсутствует температура плавления франция, который, как и галоген астат, не найден в природе, а получен искусственно. Свойства франция изучены пока еще недостаточно.

Относительно малая прочность связи между атомами обусловливает и низкую механическую прочность кристаллов: щелочные металлы мягкие, легко режутся ножом.

А большие размеры атомов приводят к малой плотности щелочных металлов. Самые легкие из них — литий, натрий, калий даже легче воды. Литий вообще самый легкий металл (его

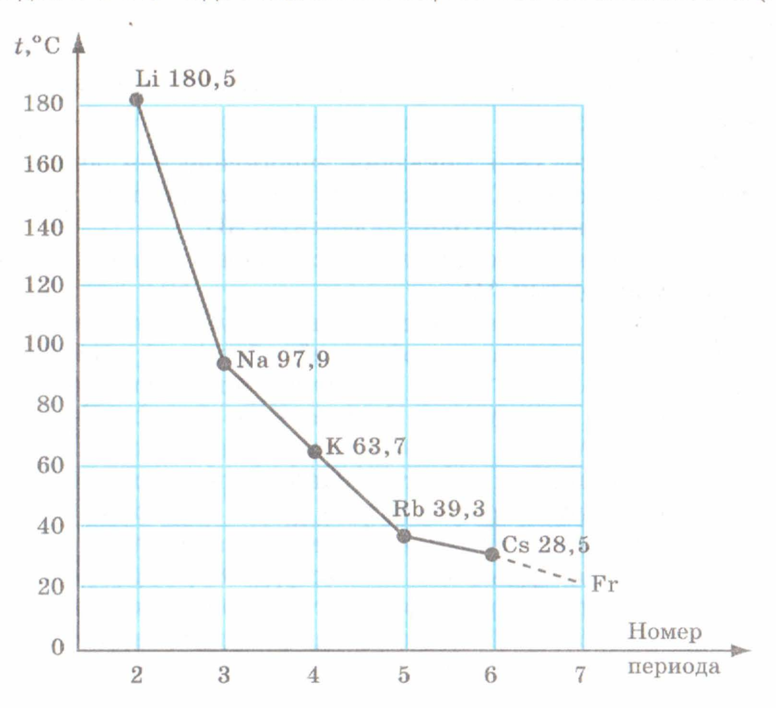


Рис. 13.6. Температуры плавления щелочных металлов

плотность 0,5 г/см^3). Его добавляют в алюминиевые и магниевые сплавы, используемые в самолето- и ракетостроении, для уменьшения их плотности и облегчения тем самым конструкций из них.

Металлы — вещества, у которых совокупность молекулярных орбиталей образует зону, не полностью занятую электронами. Они обладают электронной проводимостью.

Прочность связи между атомами щелочных металлов уменьшается с увеличением порядкового номера элемента. Так же снижаются их температуры плавления и кипения.

?

1. Нарисуйте схему образования молекулы Na_2 (перекрывание АО и энергетическую диаграмму).

2*. Сколько МО в кристалле натрия массой 1 г? Сколько электронов на них находится?

3. Сколько МО в кристалле лития массой 1 г? Сколько электронов на них находится?

4*. Температура плавления какого простого вещества — лития или бериллия — выше? Дайте обоснованный ответ.

5. Используя данные, приведенные на рисунке 13.6, предскажите приближенно температуру плавления франция.

6*. Почему с возрастанием атомного номера температуры плавления простых веществ, образованных элементами IA группы, понижаются, а VIIA — повышаются? Какие закономерности должны наблюдаться во IIA и VIA группах?

7*. Какой металл имеет бóльшую плотность — натрий или магний? Дайте обоснованный ответ, используя рисунок 13.2.

8. Во сколько раз плотность лития меньше плотности воды?

§ 13.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Щелочные металлы — химически очень активные вещества. На воздухе они быстро реагируют с его основными составными частями (*вспомните состав воздуха*). В результате образу-

ется смесь веществ, которые покрывают поверхность металла толстым рыхлым слоем. Поэтому щелочные металлы хранят в жидкостях, не реагирующих с ними, например в керосине.

Щелочные металлы бурно взаимодействуют с водой. На рисунке 13.7 показано, как провести опыт, демонстрирующий реакцию натрия с водой.

Химическая реакция между щелочным металлом и водой описывается уравнением:

$$2Na + H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

Схематично ее можно представить как замещение водорода в молекуле воды атомом натрия:

$$Na + HOH = NaOH + H.$$

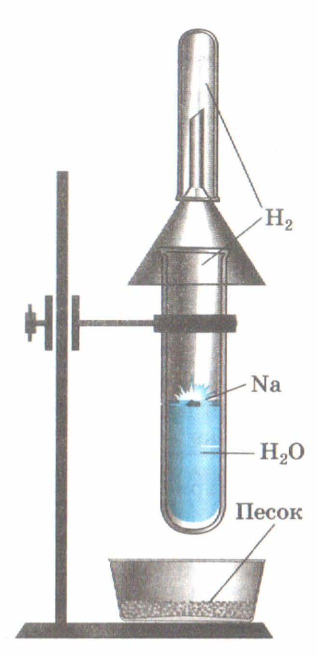


Рис. 13.7. Взаимодействие натрия с водой

Это окислительно-восстановительная реакция, где натрий — восстановитель:

$$2Na + 2H_2O \xrightarrow{2e^-} 2NaOH + H_2\uparrow.$$

Поскольку натрий легче воды, он остается на ее поверхности. Благодаря выделению большого количества теплоты в ходе реакции и вследствие сравнительно низкой температуры плавления металла (*какова она?*) он плавится. А выделяющийся водород может загореться. Именно реакции щелочных металлов с водой дали им название, так как в таких реакциях образуются щелочи — растворимые основания.

Высокая химическая активность щелочных металлов используется для очистки инертных газов от всех других газообразных веществ. Для этого требующий очистки газ пропускают через расплавленный щелочной металл. Примеси кислорода, азота, водяного пара и других веществ реагируют с металлом, образуя нелетучие продукты — оксиды, нитриды, гидроксиды, гидриды и т. п.

Ниже приведены примеры реакций лития с простыми веществами:

с кислородом

$$4Li + O_2 = 2Li_2O \text{ (оксид лития)}$$

$$\begin{array}{c|l} 4 & Li - e^- \longrightarrow Li^+ \\ 1 & O_2 + 4e^- \longrightarrow 2O^{2-} \\ \hline \end{array}$$

$$4Li + O_2 = 4Li^+ + 2O^{2-} = 2Li_2O$$

с азотом

$$6Li + N_2 = 2Li_3N \text{ (нитрид лития)}$$

с водородом

$$2Li + H_2 = 2LiH \text{ (гидрид лития)}$$

$$\begin{array}{c|l} 2 & Li - e^- \longrightarrow Li^+ \\ 1 & H_2 + 2e^- \longrightarrow 2H^- \\ \hline \end{array}$$

$$2Li + H_2 = 2Li^+ + 2H^- = 2LiH$$

При взаимодействии лития с водой, как и в реакции с натрием, образуются щелочь и водород:

$$2Li + 2H_2O = 2LiOH + H_2\uparrow.$$

Применение щелочных металлов связано, главным образом, с их легкоплавкостью и высокой теплопроводностью (как у всех металлов и даже больше). Так, расплавленный натрий служит в качестве теплоносителя в некоторых ядерных реакторах. В фоточувствительных приборах используется способность щелочных металлов легко терять электроны под действием света (в цезиевых фотоэлементах).

Но основное применение элементы IA группы находят в виде своих соединений, наиболее важными из которых являются гидроксид натрия (едкий натр) и карбонат натрия (сода). Эти вещества широко используются в химической и некоторых других отраслях промышленности. Соли калия применяют как удобрения в сельском хозяйстве.

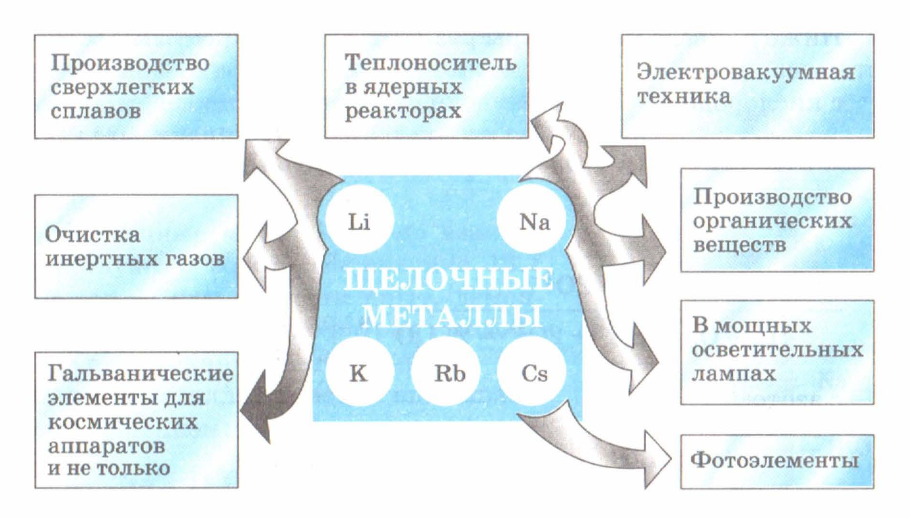


Рис. 13.8. Некоторые области применения щелочных металлов

Основные области применения щелочных металлов представлены на рисунке 13.8.

Щелочные металлы — сильные восстановители. Они взаимодействуют со многими простыми веществами — окислителями.

В реакции щелочных металлов с водой образуются растворимые в воде основания — щелочи и выделяется восстановленный из воды водород.

?

1. Напишите уравнения реакций и укажите, какой элемент окисляется и какой восстанавливается при реакции:
а) натрия с азотом; б) калия с водородом; в) цезия с водой.

2. Где в ряду активности расположены щелочные металлы?

▲ **3*.** Нарисуйте энергетическую диаграмму соединения LiH. Из каких ионов состоит это вещество?

4. В воду прибавили фенолфталеин и бросили кусочек натрия. Опишите явления, которые при этом наблюдаются.

5. Экзотермична или эндотермична реакция натрия с водой?

6. Составьте электронную схему реакции лития с азотом. Укажите окислитель и восстановитель.

§ 13.4. ГИДРОКСИД НАТРИЯ

Гидроксид натрия NaOH широко известен под названием «едкий натр». Это название (исторически в России оно было первым) он получил вследствие высокой химической активности по отношению к животным тканям — «едкости» (как и гидроксиды всех остальных щелочных металлов). Его техническое название — каустическая[1] сода.

Гидроксид натрия — растворимое в воде основание, т. е. щелочь. Он проявляет все типичные свойства оснований: изменяет цвет индикаторов, мылкий на ощупь. Взаимодействует с кислотами, например:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

и с кислотными оксидами, например:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O.$$

В промышленности гидроксид натрия получают действием электрического тока на водный раствор хлорида натрия:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow.$$

Как вы видите, одновременно получаются водород и хлор, служащие сырьем для производства других веществ, в том числе хлороводорода.

Едкий натр имеет широкое применение. Используется именно его высокая химическая активность для разложения одних веществ, перевода в растворимое состояние других и т. п.

Гидроксид натрия широко применяется в нефтеперерабатывающей, текстильной, мыловаренной, пищевой промышленности, при производстве бумаги, тканей, искусственного шелка, красителей, лекарственных и многих других веществ, для переработки целлюлозы и т. д.



1. Какую окраску имеют фенолфталеин, метиловый оранжевый и другие индикаторы в растворах гидроксидов элементов IA группы?

---

[1] «Каустикос» (*греч.*) — едкий, жгучий.

2. Напишите уравнение реакции нейтрализации серной кислоты гидроксидом калия. Больше или меньше (по массе) потребовалось бы для той же цели гидроксида натрия?

▲ **3.** В § 12.6 указывалось, что при действии электрического тока на расплав хлорида натрия получаются натрий и хлор. Почему натрий не образуется при электролизе водного раствора хлорида натрия, а реакция протекает, как указано в тексте настоящего параграфа?

4. Рассмотрите таблицу растворимости (на 2-м форзаце). Что вы можете сказать о растворимости соединений щелочных металлов в воде?

▲ **5*.** Сколько (минимально) поваренной соли было израсходовано, сколько (максимально) при этом могло получиться водорода и хлора при производстве 3 млн т каустической соды?

ГЛАВА 14

Практические занятия. Лабораторные опыты

Практическое занятие № 1

Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным штативом, спиртовкой, газовой горелкой и электронагревателем

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ (КАБИНЕТЕ)

При проведении работ в химической лаборатории обязательно соблюдение правил техники безопасности. Перечислим основные из них.

1. Категорически запрещается пробовать вещества на вкус, принимать пищу или класть продукты на рабочий стол, нюхать вещества из горлышек склянок, при смешивании веществ в пробирке зажимать отверстие пальцем.

2. Наливать или насыпать вещества можно только над столом или специальным поддоном; просыпанные или случайно пролитые вещества надо немедленно убирать специальной тряпочкой (тампоном). Необходимо содержать в чистоте рабочее место; огарки, спички и другие отходы собирают в специально приспособленную для этого емкость.

3. Опыты проводить только с таким количеством веществ, которые указаны в методическом руководстве по проведению каждого опыта.

4. Горелку (или спиртовку) зажигать только спичкой или лучиной, а не зажигалкой или горящей бумагой; спичку зажигают движением от себя (и от соседа). Нельзя ни в коем случае держать голову близко к пламени или наклоняться над ним.

5. При нагревании вещества в пробирке ее сначала необходимо целиком прогреть над пламенем; нельзя сразу направлять пламя на границу поверхности жидкости в пробирке; отверстие пробирки во время ее нагревания должно быть направ-

лено от себя и соседа. Нельзя ставить горячие пробирки в штатив из пластмассы.

6. В случае термического ожога, который может быть вызван огнем, горячим паром, горячим предметом или электрической дугой и т. п., необходимо наложить повязку, смоченную раствором перманганата калия (марганцовки). Можно воспользоваться также мазью от ожогов. Нельзя смазывать рану вазелином или жиром.

7. В случае пореза стеклом необходимо сначала убедиться, что в ранке нет осколков, и затем ватой, смоченной спиртом или раствором перманганата калия, удалить кровь, после чего края раны смазать иодом и забинтовать.

Перечисленные правила техники безопасности при работе в лаборатории являются неполными, но достаточными для наших первых занятий.

Итак, сейчас вам надо знать: чем и как можно зажечь горелку, спиртовку, в каком положении (относительно себя и соседа) должна находиться нагреваемая пробирка с веществом, какова первая помощь при порезе или термическом ожоге. По мере необходимости мы их будем пополнять.

РАБОТА С ЛАБОРАТОРНЫМ ХИМИЧЕСКИМ ОБОРУДОВАНИЕМ И ЛАБОРАТОРНОЙ ПОСУДОЙ

Лабораторный штатив

Лабораторный штатив (рис. 14.1) служит для закрепления лабораторной химической посуды при проведении опытов. Он представляет собой металлическую подставку *1*, в которую ввинчен металлический стержень *2*. На стержне с помощью зажимов *3* крепятся лапка *4* и кольцо *5*.

Возьмите штатив, вывинтите стержень, а затем опять ввинтите его до упора. Проверьте, чтобы стержень был хорошо (до отказа) ввернут в металлическую подставку. После этого возьмите зажим, ослабьте винт, которым он крепится к стержню, установите его на стержне примерно на середине высоты и закрепите винтом.

Затем с помощью другого винта укрепите в зажиме лапку, ослабьте винт, переместите лапку с зажимом вверх и вниз по стержню, устанавливая их на необходимой высоте. Проделайте

это, ослабляя и завинчивая винт крепления зажима со стержнем.

Замените лапку в зажиме на кольцо. Попробуйте устанавливать кольцо вместе с зажимом на различной высоте стержня.

Теперь соберите штатив таким образом, чтобы на стержне были укреплены одновременно лапка и кольцо на различной высоте. Сделайте так, чтобы кольцо было закреплено ниже, а лапка выше.

Закрепите в лапке штатива пробирку, чтобы она находилась в вертикальном положении отверстием вверх. При креплении пробирки ее держат внутри лапки левой рукой и осторожно вращают пальцами, а другой рукой закручивают винт лапки до тех пор, пока пробирку невозможно будет поворачивать. Такой прием выполняется для того, чтобы стеклянная пробирка не раздавилась при закреплении винта. Пробирку закрепляют близко к открытому концу, с тем чтобы ее можно было нагревать по всей длине.

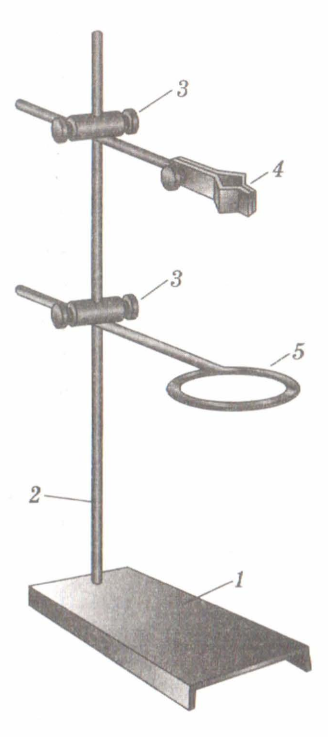


Рис. 14.1. Лабораторный штатив

Чтобы пробирку укрепить в горизонтальном положении, нет необходимости вынимать ее из лапки. Надо ослабить винт зажима, крепящий лапку, и повернуть лапку вместе с пробиркой на 90°. Выполните это.

Чтобы укрепить фарфоровую чашку на штативе, ее помещают на кольцо, закрепленное предварительно с помощью зажима на стержне. Установите фарфоровую чашку на кольце, затем снимите ее, используя для этого тигельные щипцы.

Чтобы укрепить химический стакан на штативе, предварительно на кольцо кладут огнезащитную прокладку, а на нее ставят химический стакан. Проделайте это: установите химический стакан на кольцо с огнезащитной прокладкой.

Укрепите теперь на штативе воронку; круглодонную колбу.

После того как вы освоили обращение с лабораторным штативом, разберите его, отсоединив лапку, кольцо и зажимы.

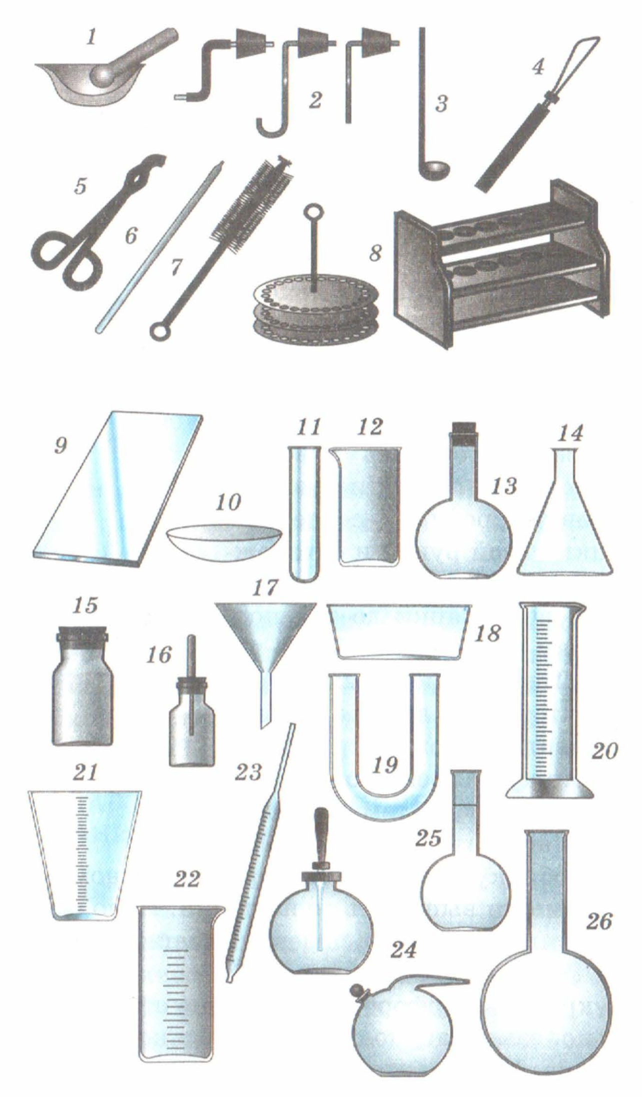


Рис. 14.2. Лабораторное оборудование: *1* — фарфоровая ступка с пестиком; *2* — газоотводные трубки с пробками; *3* — железная ложечка для сжигания вещества; *4* — пробиркодержатель; *5* — тигельные щипцы; *6* — стеклянная палочка; *7* — ершик; *8* — штативы для пробирок; *9* — стеклянная пластинка; *10* — выпарительная фарфоровая чашка; *11* — пробирка; *12* — химический стакан; *13*, *14* — плоскодонные колбы; *15* — банка; *16* — склянка с пипеткой; *17* — воронка; *18* — чаша; *19* — U-образная трубка; *20* — мерный цилиндр; *21* — мензурка; *22* — мерный стакан; *23* — градуированная пипетка; *24* — капельницы; *25* — мерная колба; *26* — круглодонная колба

Лабораторная посуда

На рисунке 14.2 изображена лабораторная посуда и оборудование, которым вы будете пользоваться. С частью оборудования вы познакомились, когда выполняли предыдущее задание. Теперь познакомьтесь с лабораторной посудой: найдите ее на рисунке 14.2, зарисуйте (с помощью трафарета, если хотите) и объясните назначение.

Нагревательные устройства

Познакомьтесь с имеющимися в лаборатории нагревательными устройствами: спиртовкой, газовой горелкой, электронагревателем.

С П И Р Т О В К А. Спиртовка (рис. 14.3) состоит из резервуара *1*, заполненного не менее чем на 2/3 объема спиртом, фитиля *2*, закрепленного в специальной металлической трубочке с диском *3*, и колпачка *4*.

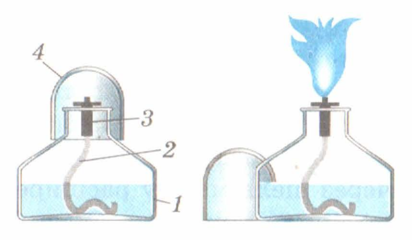


Рис. 14.3. Спиртовка

Спиртовку зажигают спичкой, предварительно сняв колпачок, проверив наличие спирта в резервуаре и смочив кончик фитиля спиртом. Чтобы потушить горящую спиртовку, ее надо накрыть колпачком.

ВНИМАНИЕ! *Задувать зажженную спиртовку нельзя!*

Пламя спиртовки можно регулировать. Для этого необходимо выдвинуть немного фитиль из металлической трубочки вверх. Эту операцию проводят, когда спиртовка потушена (или выдвигают фитиль с помощью пинцета при горении спиртовки).

Нагрейте на спиртовке пробирку с водой. Для этого зажгите спиртовку, возьмите пробиркодержатель и поместите в него пробирку, налейте в пробирку немного воды (примерно 1/4 объема). Держите зажим с пробиркой наклонно над спиртовкой таким образом, чтобы дно пробирки находилось в верхней трети пламени (самой горячей). Когда вода закипит, поставьте пробирку в штатив для пробирок и потушите спиртовку.

Г А З О В А Я Г О Р Е Л К А. В лаборатории наиболее распространены газовые горелки Бунзена, с муфтой, и горелки Теклю, с диском. Они несколько различаются по своему устройству, но принцип их действия одинаков.

Рассмотрим устройство газовой горелки. Газовая горелка Бунзена (рис. 14.4, *а*) состоит из металлической трубки *1* с двумя круглыми отверстиями внизу, которые расположены одно против другого. Трубка ввинчена в металлическую подставку *6*, имеющую боковую трубку *5*, которая с помощью резинового шланга соединяется с газовым краном.

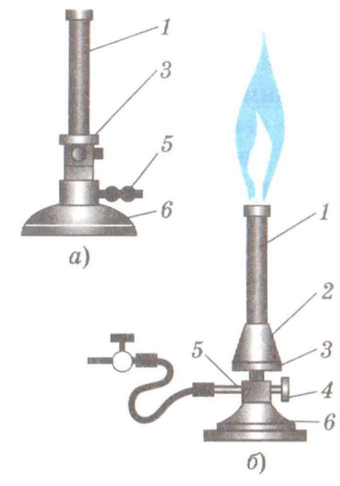


Рис. 14.4. Газовые горелки: *а* — Бунзена, с муфтой; *б* — Теклю, с диском

Количество воздуха, поступающего в горелку, можно регулировать с помощью надетой на трубку муфты *3*, которая также имеет два круглых отверстия.

Газовая горелка Теклю (рис. 14.4, *б*) отличается от горелки Бунзена тем, что воздух в трубку *1* поступает через щель между расширенным основанием трубки — смесителем *2* и вращающимся диском *3*. Приток воздуха можно регулировать, вращая диск и тем самым уменьшая или увеличивая размер зазора.

Кроме того, на основании горелки помимо трубки, соединенной резиновым шлангом с газовым краном, имеется винт *4*. С помощью этого винта регулируют подачу газа в горелку. Если винт завернут до отказа, газ не поступает; постепенно открывая винт, можно регулировать поступление газа в горелку.

Для зажигания горелки нужно закрыть подачу воздуха, зажечь спичку, открыть газовый кран и поднести горящую спичку к выходному отверстию горелки сбоку. После этого следует отрегулировать подачу воздуха с помощью вращающегося диска (или с помощью поворота муфты у горелки Бунзена) так, чтобы пламя было практически бесцветным, с чуть голубоватым оттенком, т. е. газ сгорал бы полностью. Пламя должно иметь небольшую высоту (около 10 см).

Чтобы погасить газовую горелку, надо провести обратные действия, т. е. прекратить подачу воздуха и закрыть винт *4* и газовый кран, повернув его до упора.

ВНИМАНИЕ! *Когда газом не пользуются, надо следить за тем, чтобы газовые краны были закрыты.*

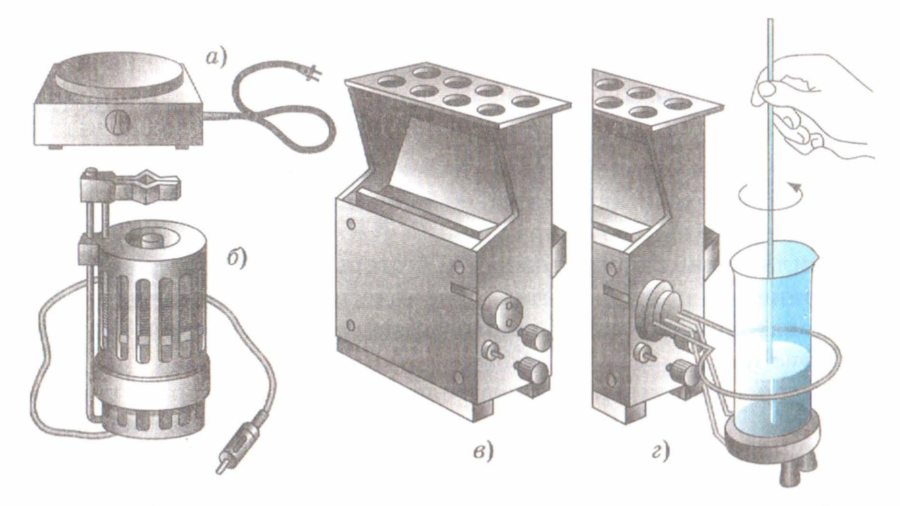


Рис. 14.5. Электронагреватели: *а* — электроплитка с закрытой спиралью; *б* — школьный электрический нагреватель для пробирок; *в* — лабораторный нагреватель комбинированный; *г* — он же с приставкой для нагревания (электроплитка)

Нагрейте на газовой горелке воду. Для этого зажгите газовую горелку, возьмите пробиркодержатель, поместите в него пробирку, налейте в нее немного воды (примерно 1/4 объема). Держите пробиркодержатель с пробиркой наклонно над газовой горелкой таким образом, чтобы дно пробирки находилось в верхней части пламени. Когда вода закипит, поставьте пробирку в штатив для пробирок и потушите газовую горелку, закрыв газовый кран.

Электронагреватель. В качестве электронагревателя используют электроплитку с закрытой спиралью либо специальные электрические нагреватели для пробирок (рис. 14.5).

Практическое занятие № 2

Очистка загрязненной поваренной соли

Поваренная соль входит в состав морской воды; на отдельных участках земной поверхности образует громадные залежи так называемой каменной соли (например, Соликамск, Артемовск и др.). Одним из источников промышленного получения поваренной соли служат залежи каменной соли.

Добываемая поваренная соль содержит различные примеси: песок, глину и др. Для получения чистой соли ее необходимо

освободить от примесей, в первую очередь нерастворимых. Этим вы и займетесь на занятии.

В данной работе вам предстоит провести процесс очистки загрязненной поваренной соли.

Перед выполнением практической работы попытайтесь самостоятельно составить план ее выполнения, список необходимого лабораторного оборудования (см. рис. 14.2), вспомните правила техники безопасности, которые надо соблюдать при выполнении опытов. Затем сравните предлагаемую вами последовательность выполнения операций с описанной в руководстве.

Вам необходимо выполнить следующие операции: 1) растворить неочищенную поваренную соль в воде; 2) раствор профильтровать; 3) фильтрат упарить и получить кристаллы очищенной поваренной соли.

Оборудование. Лабораторный штатив с кольцом, воронка, стеклянная палочка, на один конец которой надета короткая резиновая трубка, химический стакан (2 шт.), фарфоровая чашечка, ложечка, фильтровальная бумага (или фильтры), колба с водой, нагревательное устройство (спиртовка, горелка или электроплитка).

Вещества. Загрязненная поваренная соль, вода дистиллированная.

Выполнение работы

Растворение неочищенной поваренной соли. В химический стакан емкостью 100 мл на 1/3 его высоты налейте дистиллированную воду. Затем вносите в него постепенно с помощью ложечки порции загрязненной соли, помешивая при этом жидкость в стакане стеклянной палочкой до тех пор, пока соль не перестанет растворяться.

Фильтрование. Соберите прибор для фильтрования (см. рис. 1.9). Для этого сначала приготовьте, как это показано на рисунке 14.6, фильтр из непроклеенной (фильтровальной) бумаги или из готового фильтра. Фильтр аккуратно уложите в воронку таким образом, чтобы его края не доходили до края воронки на 0,5—1 см, и смочите его водой.

Воронку с фильтром вставьте в кольцо, укрепленное в лабораторном штативе, а под нее поставьте химический стакан таким образом, чтобы конец воронки касался стенки стакана.

Далее возьмите стеклянную палочку, опустите ее резиновый конец в воронку с бумажным фильтром, при этом палочку

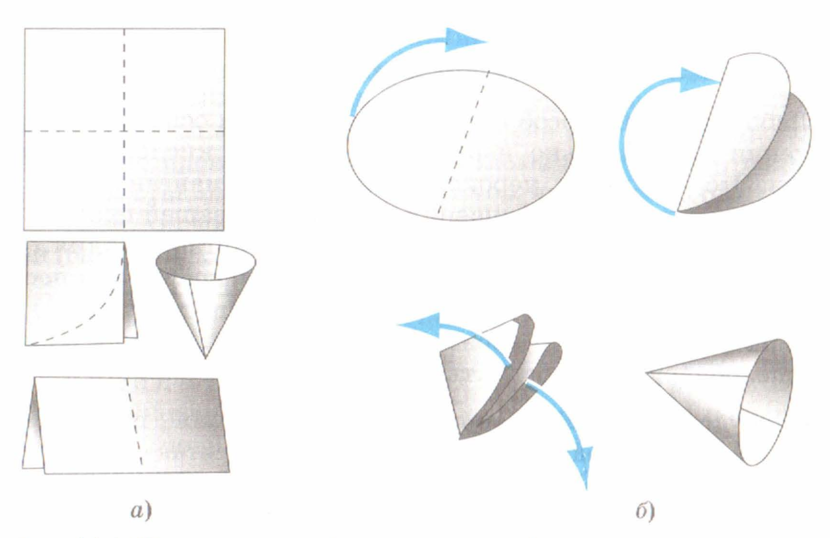


Рис. 14.6. Приготовление фильтра: *а* — из фильтровальной бумаги; *б* — из готового фильтра

держите наклонно. Другой рукой возьмите стакан с раствором соли и осадком и осторожно переливайте содержимое стакана по палочке в воронку с фильтром. Отфильтрованный раствор (фильтрат) будет постепенно стекать в химический стакан, а осадок оставаться на фильтре.

Выпаривание раствора. Примерно 1—2 мл полученного фильтрата перелейте из химического стакана в фарфоровую чашку.

Установите чашку с раствором на кольце штатива, зажгите спиртовку (горелку) или включите электроплитку и, осторожно помешивая стеклянной палочкой (не доводя до кипения во избежание разбрызгивания раствора), упарьте его (см. рис. 1.10).

Сравните исходную неочищенную соль с полученной вами после выпаривания отфильтрованного раствора. В чем разница? Почему?

После окончания работы приведите в порядок рабочее место.

Опишите выполненный вами опыт в тетради для практических работ по химии. При этом: а) сформулируйте цель работы; б) зарисуйте процесс фильтрования; в) опишите отдельные этапы работы (их было три); г) укажите полученные вами результаты в сравнении с неочищенной поваренной солью; д) сформулируйте общий вывод.

Практическое занятие № 3

Получение кислорода и изучение его свойств

Лабораторный способ получения кислорода основан на разложении сравнительно непрочных, богатых кислородом веществ. Это, например, пероксид водорода, перманганат калия. В качестве источника получения кислорода в вашей практической работе предлагается использовать перманганат калия.

Для получения кислорода и изучения его свойств вам необходимо: 1) получить кислород разложением перманганата калия, распознать его; 2) провести опыт по горению угля в кислороде, обнаружить продукты реакции.

Оборудование. Лабораторный штатив с лапкой, пробирка с пробкой и газоотводной трубкой, химические стаканы (2 шт.) или банки с пробками, стеклянные пластины (2 шт.), железная ложечка, лучинка, спиртовка (горелка), спички, стакан с водой.

Вещества. Перманганат калия, древесный уголь, известковая вода.

Выполнение работы

Получение и собирание кислорода. Подготовьте прибор для получения и собирания кислорода способом вытеснения воздуха, как это показано на рисунке 4.5, *а* (см. § 4.6).

В пробирку насыпьте примерно на 1/4 ее объема перманганат калия, вложите внутрь пробирки вблизи отверстия рыхлый тампон ваты (пробирку держите пальцами). Закройте теперь пробирку плотно пробкой, в которую вставлена газоотводная трубка.

Проверьте прибор на герметичность. Для этого, плотно зажав пробирку в руке, опустите конец газоотводной трубки в стакан с водой. Если наблюдается выделение пузырьков воздуха, находящегося в пробирке, значит, прибор герметичен. *Почему выделяются пузырьки?*

После этого укрепите пробирку в лапке штатива. Конец газоотводной трубки должен доходить почти до дна стакана (или банки) для собирания кислорода.

Зажгите спиртовку (или горелку) и начните нагревать пробирку. Сначала обогрейте всю пробирку, затем постепенно передвигайте спиртовку таким образом, чтобы разложение вещества начиналось с поверхности (на рисунке 4.5 стрелкой указано направление перемещения пламени спиртовки).

Выделяющийся при разложении перманганата калия кислород постепенно заполняет пробирку и газоотводную трубку, и по мере накопления он начинает вытеснять воздух из стакана. Полноту заполнения сосуда (стакана или банки) кислородом можно проверить с помощью тлеющей лучинки, поднеся ее к краю стакана. Когда вы убедитесь, что сосуд полностью заполнился кислородом, закройте стакан стеклянной пластинкой (банку можно закрыть заранее приготовленной пробкой).

В данном опыте кислород собирают методом вытеснения воздуха; можно использовать также метод вытеснения воды (см. рис. 4.5, *б*).

Изучение горения угля в кислороде. В железную ложечку положите кусочек древесного угля и раскалите его в пламени спиртовки (горелки). Затем внесите ложечку с раскаленным углем в стакан с кислородом и наблюдайте за происходящим.

Как горит уголь в кислороде?

После прекращения горения выньте ложечку из сосуда, влейте в него немного известковой воды и взболтайте жидкость. Что наблюдается при этом? Как и почему изменилась известковая вода?

Опишите проделанные вами опыты. Запишите уравнения реакций разложения перманганата калия и горения угля в кислороде. Укажите, какие физические и химические свойства кислорода вами были обнаружены и использованы при проведении опытов.

Практическое занятие № 4

Получение водорода и проведение реакции его с оксидом меди (II)

Один из удобных лабораторных способов получения водорода основан на взаимодействии цинка с соляной кислотой.

Важным химическим свойством водорода является его восстановительная способность: он взаимодействует с оксидами некоторых металлов (при нагревании) с образованием воды и металла.

Техника безопасности. Перед тем как начать работать с водородом, необходимо проверить его на чистоту. Для этого наполняют водородом пробирку и подносят ее открытым концом к пламени (см. рис. 6.8). Если в пробирке чистый водород, то он просто сгорает; если смесь газов — происходит взрыв. Помните, смесь водорода с кислородом взрывоопасна!

На данном практическом занятии вы должны: 1) получить водород по реакции кислоты с цинком; 2) изучить горение водорода на воздухе (предварительно проверив его на чистоту); 3) провести реакцию водорода с оксидом меди (II); 4) изучить продукты взаимодействия цинка с соляной кислотой.

Оборудование. Лабораторный штатив, штатив с пробирками, прибор для получения газов (в разобранном состоянии), газоотводная трубка, в которую вложен кусочек медной сетки или пучок медной проволоки, стеклянная пластинка, тигельные щипцы, стакан (или чашка) с водой, спиртовка (горелка или электронагреватель).

Вещества. 20%-ный раствор соляной кислоты, цинк (гранулированный), оксид меди (II).

Выполнение работы

Получение и собирание водорода. Зарядите подготовленный вами прибор для получения водорода (рис. 14.7). Для этого поместите в него 2—3 гранулы цинка, плотно закройте пробкой с воронкой и налейте соляную кислоту в воронку так, чтобы она закрыла гранулы. Наблюдайте за ходом реакции цинка с соляной кислотой и процессом выделения водорода.

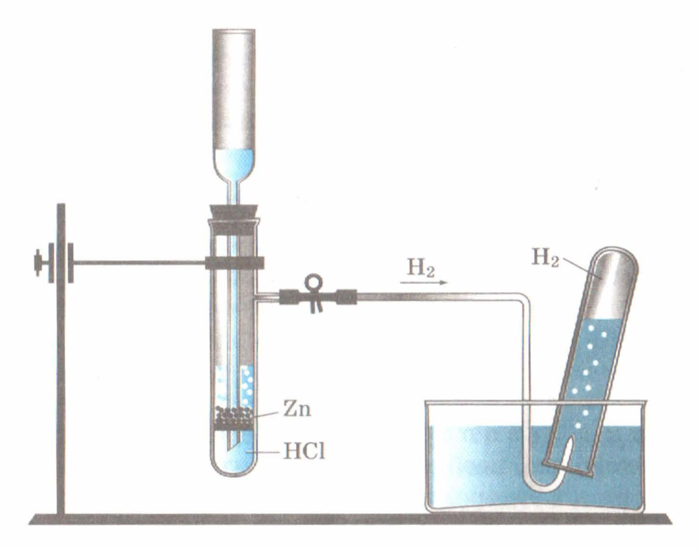


Рис. 14.7. Получение и собирание водорода методом вытеснения воды

Соберите выделяющийся водород методом вытеснения воды (как это показано на рисунке 14.7): водород будет заполнять перевернутую пробирку и постепенно вытеснять из нее воду.

Когда пробирка полностью заполнится водородом, закройте под водой ее отверстие пальцем, выньте пробирку из чашки с водой, поднесите к пламени спиртовки для проверки на чистоту. Что при этом наблюдается?

Если собранный вами водород оказался недостаточно чист, заполните еще раз пробирку водой, зажмите ее отверстие пальцем, перевернув пробирку, поместите ее в чашку с водой. Отпустите под водой палец, зажимающий отверстие пробирки, и еще раз соберите водород. Повторите проверку его на чистоту. Зачем вы проверяли водород на чистоту?

Изучение горения водорода на воздухе. Убедившись в чистоте водорода, подожгите его лучинкой у конца газоотводной трубки, в которую вложена спираль из медной проволоки (см. рис. 6.4). Наблюдайте за процессом горения водорода. Какова роль медной вставки?

Затем с помощью тигельных щипцов возьмите стеклянную пластину и подержите ее над пламенем горящего водорода. Что наблюдается? Какой продукт реакции горения водорода образуется на стеклянной пластинке?

Напишите уравнение реакции горения водорода на воздухе.

Изучение взаимодействия водорода с оксидом меди (II). В сухую чистую пробирку поместите несколько кусочков (объемом с горошину) оксида меди (II) и наденьте на газоотводную трубку прибора для получения водорода таким образом, чтобы конец трубки находился у самого дна пробирки, а само дно должно быть чуть выше ее отверстия (*для чего?*). Установите спиртовку под пробиркой с оксидом меди (см. рис. 6.5).

Пропускайте ток водорода над оксидом меди (II). Что наблюдается?

Зажгите спиртовку и начните нагревать пробирку с оксидом меди (II) пламенем в том месте, где находится вещество. Что наблюдается теперь? Какие изменения происходят с оксидом меди (II) и что образуется на стенках пробирки?

После изменения цвета кусочков оксида меди нагревание прекратите; пробирку с трубки не снимайте до полного ее охлаждения.

Напишите уравнение реакции водорода с оксидом меди (II). Изучение какого свойства водорода вы провели?

Изучение продукта реакции цинка с соляной кислотой. В приборе для получения водорода снимите воронку с пробкой и опустите в сосуд стеклянную палочку. С ее помощью перенесите несколько капель раствора, полученного после реакции цинка с соляной кислотой, на стеклянную пластинку. Держите пластинку тигельными щипцами и упаривайте раствор на пламени (рис. 14.8).



Рис. 14.8. Выпаривание капель раствора — продукта взаимодействия цинка с соляной кислотой

Что осталось на стекле после выпаривания воды? Какое это вещество?

Напишите уравнение реакции цинка с соляной кислотой; назовите продукты реакции.

Практическое занятие № 5

Приготовление растворов с определенной массовой долей растворенного вещества и заданной молярной концентрацией

Одной из важнейших характеристик любого раствора является его состав. На практике используют различные способы численного выражения состава раствора. Наиболее употребимыми являются массовая доля растворенного вещества (выражаемая в долях единицы или процентах) и молярная концентрация (или молярность), выражаемая числом молей в 1 л раствора.

Массовая доля растворенного вещества — это **безразмерная** величина, равная отношению массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Молярная концентрация (молярность) — это величина, равная отношению количества растворенного вещества к объему раствора; единица измерения молярной концентрации — моль/л.

На этом практическом занятии вам необходимо: 1) приготовить раствор хлорида натрия с заданной массовой долей; 2) при-

готовить раствор карбоната натрия заданной молярной концентрации.

Оборудование. Весы учебные с разновесами, колба коническая (на 100 мл), колба мерная (на 50 мл), цилиндр измерительный (на 100 мл), стеклянная палочка, листочки бумаги.

Вещества. Хлорид натрия, карбонат натрия.

Выполнение работы

Приготовление раствора хлорида натрия. Рассчитайте массы хлорида натрия и воды, которые необходимы для приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества. Взвесьте на весах (вспомните из курса физики правила взвешивания) требуемую порцию соли и с помощью цилиндра отмерьте необходимый объем дистиллированной воды (вспомните правила измерения объема жидкостей).

Навеску соли внесите в колбу, прилейте к ней воду и перемешайте стеклянной палочкой до полного растворения соли. Полученный раствор сдайте учителю или лаборанту.

В тетради для практических работ запишите формулу соли и массовую долю ее в приготовленном вами растворе, приведите все необходимые расчеты и опишите проделанные вами операции.

Приготовление раствора карбоната натрия. Вычислите массу вещества, необходимую для приготовления определенного объема раствора заданной молярной концентрации.

Взвесьте на весах требуемое количество карбоната натрия и пересыпьте его в мерную колбу, в которую предварительно налейте дистиллированную воду до 1/3 ее объема. Встряхивайте колбу, добиваясь полного растворения вещества. Если соль полностью не растворилась, добавьте еще дистиллированной воды, но не более 3/4 объема колбы. После полного растворения соли можно доливать воду до метки (риски). Полученный раствор сдайте учителю или лаборанту.

Запишите формулу соли и молярную концентрацию приготовленного вами раствора в тетради. Приведите все необходимые расчеты и опишите проведенные вами операции.

Примечание. Учащиеся, выполнившие практическую работу раньше срока, могут экспериментально определить массовую долю растворенного вещества (хлорида натрия или карбо-

ната натрия) в имеющемся в лаборатории растворе неизвестной концентрации по его плотности.

По указанию учителя учащиеся готовят растворы с ~15 различными значениями массовой доли растворенного вещества (один раствор готовят двое учащихся), после чего учитель измеряет плотность всех полученных растворов ареометром и сообщает эти данные учащимся. Строится один общий график зависимости плотности раствора (ρ) от массовой доли растворенного вещества (в %). Измеряя затем плотность раствора с неизвестной концентрацией, легко определить по графику значение массовой доли растворенного вещества.

При необходимости учащиеся могут приготовить раствор питьевой соды с массовой долей вещества 2% для школьной аптечки, раствор сульфата железа (II) с массовой долей вещества 4%, применяемого для уничтожения мхов и лишайников на плодовых деревьях и ягодных кустарниках.

Практическое занятие № 6
Реакция обмена между оксидом меди (II) и серной кислотой: получение медного купороса

При растворении белого порошка сульфата меди в воде получается раствор с голубой окраской. Это свидетельствует об образовании нового вещества. При упаривании такого раствора образуются голубые кристаллы состава $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Такие кристаллические образования, содержащие в своем составе молекулы воды, называются кристаллогидратами, а вода, входящая в состав этих кристаллов, — кристаллизационной.

Некоторые соли серной кислоты — сульфаты, содержащие кристаллизационную воду, называют купоросами. Например, технически важные медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ и др.

Реакцию обмена между оксидом металла и серной кислотой используют в промышленности для получения купоросов.

На этом практическом занятии вы должны: 1) провести реакцию между оксидом меди (II) и серной кислотой; 2) получить кристаллы медного купороса.

Оборудование. Лабораторный штатив с кольцом, пробиркодержатель, пробирки (2 шт.), штатив для пробирок, стеклянная палочка, воронка, фарфоровая чашечка, фильтровальная бумага (или фильтр), спиртовка (горелка), ложечка.

Вещества. Оксид меди (II), 10%-ный раствор серной кислоты.

Техника безопасности. При обращении с кислотами необходимо соблюдать крайнюю осторожность. Особенно опасна горячая кислота. Кислота, попавшая на ткань (одежду), разрушает ее; попадание кислоты на кожу (лицо, руки) вызывает ожоги и язвы.

В случае попадания на кожу раствора кислоты (или щелочи) необходимо смыть их (после стряхивания видимых капель) сильной струей холодной воды. Нельзя обрабатывать пораженный участок увлажненным тампоном. Затем незамедлительно обратитесь к учителю для оказания дальнейшей помощи.

Выполнение работы

Получение раствора сульфата меди. В пробирку осторожно налейте около 5 мл серной кислоты. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и осторожно нагрейте на пламени горелки (или в электронагревателе) почти до кипения. Временно прекратите нагрев.

В горячий раствор кислоты всыпьте немного (примерно 1/4 чайной ложки) оксида меди и содержимое помешайте стеклянной палочкой.

Если весь оксид растворится, то добавьте его еще. Эту операцию повторяйте до тех пор, пока в пробирке останется непрореагировавшим небольшой избыток. Раствор в пробирке все время подогревайте, но не доводите до кипения (для этого периодически отстраняйте горелку или вынимайте пробирку из пламени). После того как в пробирке останется небольшое количество оксида меди, приступайте к выполнению следующего опыта.

Получение кристаллов медного купороса. Приготовьте посуду и принадлежности, которые необходимы для проведения фильтрования и выпаривания. Эту подготовительную работу необходимо провести до растворения оксида меди (II) в серной кислоте.

Отфильтруйте горячую жидкость, где был получен раствор сульфата меди, в фарфоровую чашку. Затем чашку с фильтратом поместите на кольцо лабораторного штатива и упаривайте раствор (но не кипятите!) до появления на его поверхности кристаллов. После этого нагревание прекратите и дайте остыть раствору.

Наблюдайте дальнейшее протекание кристаллизации при остывании раствора (*объясните, почему происходит этот процесс*). Какого цвета образовались кристаллы? Какой они формы?

Опишите выполненные вами опыты, сделайте рисунки.

Напишите уравнения реакции оксида меди (II) с серной кислотой и реакции образования кристаллического медного купороса.

Практическое занятие № 7

Решение экспериментальных задач по теме «Основные классы неорганических соединений»

На этом практическом занятии вы должны применить знания, полученные при изучении классификации и химических свойств оксидов, кислот, оснований и солей. По усмотрению учителя вы можете выполнить задание: вариант I, II или III.

Оборудование. Штатив с пробирками, пробирочные зажимы, колбы с водой для ополаскивания пробирок, ершик, банка для отходов, спиртовка (горелка), прибор, заправленный для получения водорода.

Вещества. Магний (порошок или стружка), смесь цинка (порошок) с медными опилками, оксиды магния и меди (II), 0,1M растворы гидроксида натрия и гидроксида калия, 0,1M растворы соляной и серной кислот, лакмус, растворы хлорида натрия, кислоты и щелочи (склянки № 1, № 2, № 3), раствор сульфата меди (II), железные опилки; гидроксид железа (III).

Выполнение работы

Вариант I

1. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

сульфат меди ⟵ оксид меди (II) ⟶ медь.

Напишите уравнения реакций.

2. Получите гидроксид меди (II) и докажите, что это вещество является основанием.

3. В трех склянках № 1, № 2 и № 3 находятся растворы кислоты, щелочи и хлорида натрия. Экспериментально установите, какое вещество в какой склянке находится.

Вариант II

1. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

оксид меди (II) ⟶ хлорид меди (II) ⟶
⟶ гидроксид меди (II) ⟶ оксид меди (II).

Напишите уравнения реакций.

2. Получите гидроксид магния и докажите, что он является основанием.

3. Химическим путем выделите медь из смеси медных опилок с порошком цинка.

Вариант III

1. Проведите реакцию нейтрализации, используя имеющиеся в вашем распоряжении реактивы. Напишите уравнение реакции, укажите условия ее протекания. Объясните результаты своих наблюдений.

2. Получите хлорид меди (II) из имеющихся реактивов. Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания. Объясните результаты своих наблюдений.

3. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить превращения:

$$Fe_2O_3 \leftarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3.$$

Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания. Объясните результаты своих наблюдений.

Составьте отчет о выполненной работе, дайте краткие пояснения к опытам, напишите уравнения химических реакций, укажите тип этих реакций.

Практическое занятие № 8

Получение соляной кислоты и изучение ее свойств
(*Опыт проводить под тягой*)

На этом практическом занятии вам необходимо: 1) получить раствор соляной кислоты; 2) изучить некоторые свойства соляной кислоты.

Оборудование. Лабораторный штатив, штатив с пробирками, пробка с газоотводной трубкой (изогнутой под углом), стакан с водой, спиртовка (горелка).

Вещества. Хлорид натрия (кристаллический), серная кислота (1:1 или 5М), магний (стружка), оксид магния, раствор гидроксида кальция (известковая вода), 1%-ный раствор нитрата серебра, фенолфталеин (раствор), лакмусовая бумажка.

Выполнение работы

Получение соляной кислоты. Соберите прибор для получения хлороводорода (рис. 14.9).

Закрепите пробирки в штативе так, как это показано на рисунке 14.9. При этом отрегулируйте положение наклонной пробирки относительно пламени спиртовки и положение газоотводной трубки в вертикальной пробирке. (Трубка не должна соприкасаться с водой!) После чего разберите прибор.

Насыпьте в одну пробирку до 1/4 ее объема хлорид натрия, а в другую пробирку налейте воду до 1/3 ее объема. Затем осторожно прилейте к хлориду натрия столько серной кислоты, чтобы она лишь смочила вещество, но не выступала над его поверхностью. Сразу же закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Закрепите пробирки в штативе.

Начинайте нагревать пробирку с хлоридом натрия и серной кислотой: сначала прогрейте всю пробирку, а затем ее нижнюю часть.

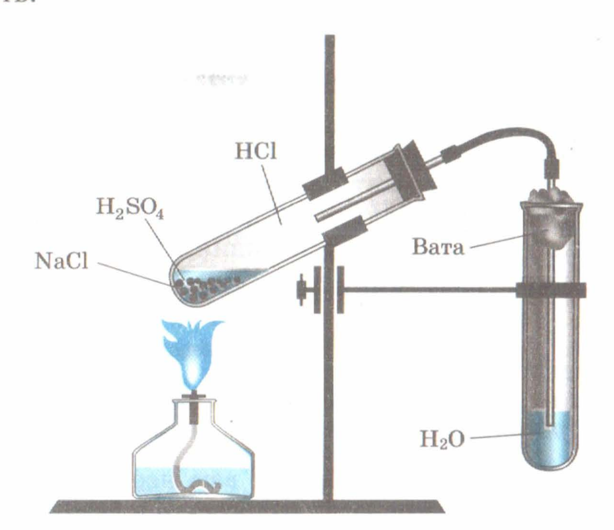


Рис. 14.9. Прибор для получения соляной кислоты

Следите за процессом выделения хлороводорода и растворением его в воде. Покачивайте слегка пробирку. Можно заметить, как от поверхности воды вниз опускаются струйки тяжелой жидкости. Объясните, с чем это связано.

Когда образование таких струек заметно уменьшится, выньте трубку из раствора и поставьте в штатив для пробирок. Прекратите нагревание и замените пробирку с полученной соляной кислотой на пробирку с водой. Зачем?

Пробирку с соляной кислотой поставьте в штатив.

Изучение свойств соляной кислоты. Полученную в предыдущем опыте соляную кислоту испытайте лакмусовой бумажкой (*как изменится ее цвет?*) и разлейте жидкость поровну в четыре пробирки.

Пробирки разместите в штативе и в каждую из них добавьте: а) магний; б) оксид магния; в) раствор гидроксида кальция (предварительно добавив в его раствор одну-две капли фенолфталеина); г) раствор нитрата серебра (одну каплю). Почему эту реакцию называют качественной? Внимательно наблюдайте за процессами, происходящими в растворах.

Опишите проделанные вами опыты, используя рисунки, поясняющие их. Напишите уравнения соответствующих химических реакций, сделайте вывод.

Практическое занятие № 9
Решение экспериментальных задач по теме «Галогены»

На практическом занятии вы должны: 1) провести химические реакции, характеризующие свойства соединений галогенов; 2) экспериментально осуществить цепочки превращений веществ; 3) распознать неизвестное вещество.

Оборудование. Штатив с пробирками.

Вещества. Магний (лента), цинк (гранулы), оксид магния, оксид меди (II), оксид кальция, 10%-ные растворы гидроксидов натрия, калия и кальция, соляной кислоты, 1%-ные растворы иодидов калия и натрия, нитрата серебра, склянки с растворами № 1 и № 2 (содержащими бромную и хлорную воду), № 3 и № 4 (содержащими хлорную воду и раствор соляной кислоты), № 5, № 6 и № 7 (содержащими растворы иодида, бромида и хлорида калия), растворы лакмуса, фенолфталеина, крахмала; иодкрахмальная бумажка.

Выполнение работы

Вы получаете индивидуальное задание (по усмотрению учителя), составленное из следующих экспериментальных работ.

1. Докажите экспериментально, что выданное вам для исследования вещество — соляная кислота.

2. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить превращения:

иод ⟵ иодид калия ⟶ иодид серебра.

3. В двух пробирках № 1 и № 2 находятся хлорная и иодная вода. Определите, где какое вещество находится.

4. Докажите, что выданное вам вещество — иодид натрия.

5. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

оксид меди (II) ⟶ хлорид меди (II) ⟶ хлорид серебра.

6. В двух пробирках № 3 и № 4 находятся хлорная вода и соляная кислота. Определите, где какое вещество находится.

7. Проведите реакции, характеризующие химические свойства соляной кислоты.

8. Проведите реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

оксид кальция ⟶ хлорид кальция ⟶ хлорид серебра.

9. Распознайте растворы иодида, бромида и хлорида калия, помещенные в склянки с номерами № 5, № 6 и № 7.

Составьте отчет о выполненной работе, в котором дайте подробные пояснения к проведенным опытам и напишите уравнения химических реакций.

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

Опыт 1
Описание физических свойств веществ

Задание. Изучение физических свойств твердых и жидких веществ. Определение их агрегатного состояния, цвета, запаха, плотности, твердости и растворимости.

Оборудование. Штатив с пробирками, стакан с водой, кусочек стекла, набор «шкала твердости», стеклянная палочка, ареометр, измерительный цилиндр.

Вещества. Сахар (рафинад), поваренная соль, сера (черенковая), железо, алюминий, цинк, медь, парафин, мел, бензин, вода (в колбе).

Выполнение работы

1. Внимательно рассмотрите выданные вам для исследования вещества. В каком агрегатном состоянии они находятся? Какого они цвета?

2. Познакомьтесь с запахом веществ. *Имейте в виду, что нюхать вещества прямо из горлышка сосуда нельзя. Это опасно! Многие пахнущие вещества ядовиты!*

Чтобы определить запах вещества, выньте пробку из склянки, в которой находится вещество, и ладонью руки сделайте осторожное движение над отверстием сосуда к себе: вы почувствуете запах вещества (рис. 14.10). Какие из выданных вам веществ обладают запахом? Какие им не обладают?



Рис. 14.10. Ознакомление с запахом вещества

3. Теперь приступайте к определению плотности веществ.

Плотность веществ можно определить приближенно, последовательно опуская их (или наливая) в стакан с водой $\rho(H_2O) = 1$ г/см^3. Те вещества, которые имеют плотность $\rho > 1$ г/см^3, опускаются на дно стакана, а те, у которых $\rho < 1$ г/см^3, всплывают.

Установите, какие из выданных вам веществ имеют плотность $\rho > 1$ г/см^3, а какие — $\rho < 1$ г/см^3. Какой физический закон вы здесь наблюдаете?

Правильность результатов вы можете проверить, найдя значения плотности исследуемых веществ в справочнике.

4. Определите твердость веществ, пользуясь шкалой твердости. Распределите вещества по уменьшению их твердости.

Твердость вещества можно приближенно определить следующим образом. Царапните ногтем поверхность вещества. Если на поверхности вещества остается царапина, значит, его твердость меньше 2 (твердость ногтя считается равной 2,5), если же царапина не образуется, следовательно, твердость вещества больше 2,5. Таким же образом можно приближенно оценить твердость вещества с помощью стекла (твердость стекла равна 5).

5. Определите, растворяется ли выданное вам вещество в воде. Для этого небольшое количество вещества внесите в химический стакан, прилейте немного воды и перемешайте стеклянной палочкой. Если твердые частицы «исчезнут» и раствор будет прозрачным, значит, вещество хорошо растворимо в воде.

Для определения растворимости вещества можно также поместить его в пробирку, налить в нее немного воды и перемешать. *Ни в коем случае нельзя закрывать отверстие пробирки пальцем и встряхивать!* Перемешивать содержимое пробирки можно стеклянной палочкой, или, если жидкость занимает меньше половины ее объема, пробирку держат пальцами одной руки около ее отверстия, а указательным пальцем другой руки осторожно постукивают по нижней части пробирки. Плотность жидкостей можно измерить, т. е. определить точно, с помощью ареометра (рис. 14.11); об этом приборе вы знаете из курса физики. Измерьте ареометром плотность жидких веществ, которые вам выданы для исследования.

Ареометром можно измерить также плотность растворов веществ, которые хорошо растворяются в воде. Приготовьте растворы веществ в химических стаканах, перелейте их в цилиндры и опустите в них ареометр.

Какие значения плотности жидких веществ и растворов вы получили? Запишите их в тетрадь.

Как зависит плотность раствора от количества растворенного вещества?

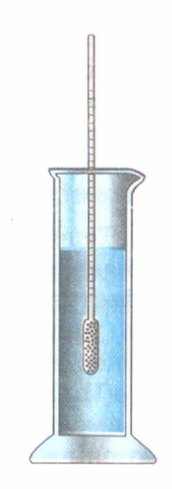


Рис. 14.11. Определение плотности раствора при помощи ареометра

Опыт 2
Ознакомление с веществами, материалами, минералами и горными породами

Задание. Определение внешних признаков и физических свойств образцов веществ, материалов, минералов и горных пород и их классификация.

Образцы. Уголь, сера, медь, алюминий, мел, стекло, кусочек бетона, кусочек кирпича, кусочек гранита, поваренная соль, сталь, магнетит, вода (в стакане), древесина.

Выполнение работы

1. Внимательно рассмотрите каждый образец, определите внешние признаки и известные вам физические свойства (блеск, цвет, форма, агрегатное состояние и др.).

2. Выделите из представленного вам набора
а) вещества: ...
б) минералы и горные породы: ...
в) материалы: ...

Опыт 3
Разделение смесей

Задание. Приготовление смесей твердых веществ и их разделение.

Оборудование. Штатив с пробирками, фильтр, листочки бумаги, воронка, ложечка, фарфоровая чашечка, лабораторный штатив с кольцом, стеклянная палочка, магнит, стакан с водой.

Вещества. Порошки железа, мела, поваренной соли, серы и древесные опилки.

Выполнение работы

1. Налейте в две пробирки воды (не более 1/3 объема) и добавьте в одну пробирку немного порошка мела, а в другую — древесные опилки. Что вы наблюдаете?

На лист бумаги насыпьте немного древесных опилок и порошка мела и перемешайте их тщательно стеклянной палочкой.

Затем налейте в пробирку воду и всыпьте туда приготовленную вами смесь. Что вы наблюдаете? Изменились ли свойства

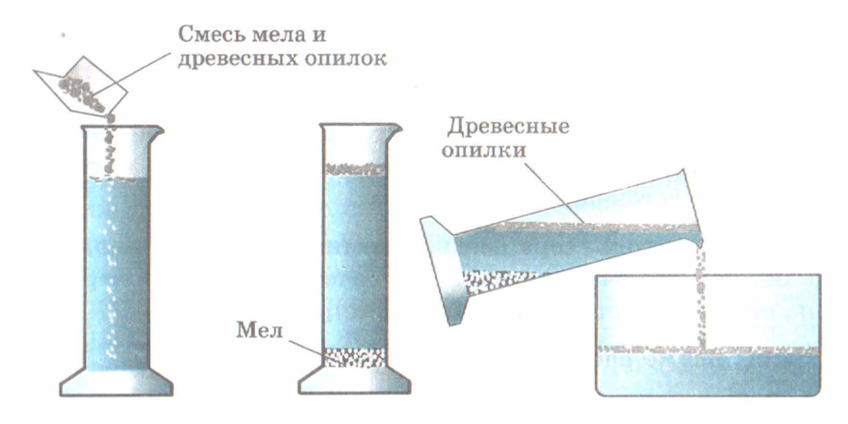


Рис. 14.12. Отделение древесных опилок от порошка мела

опилок и мела после их смешения? Какие свойства древесных опилок и мела позволяют их выделить из смеси?

Отделите древесные опилки от мела, как это показано на рисунке 14.12.

2. На лист бумаги насыпьте: а) железные опилки и серу; б) железные опилки и порошок мела.

Проверьте магнитом, какие вещества притягиваются им, а какие нет, используя при этом лист бумаги, который защищал бы магнит от соприкосновения с веществом.

Смешайте теперь железные опилки с серой и железные опилки с порошком мела. Отметьте, какой цвет имеет каждая приготовленная таким образом смесь.

Попробуйте теперь разделить смеси, используя магнит и лист бумаги (рис. 14.13).

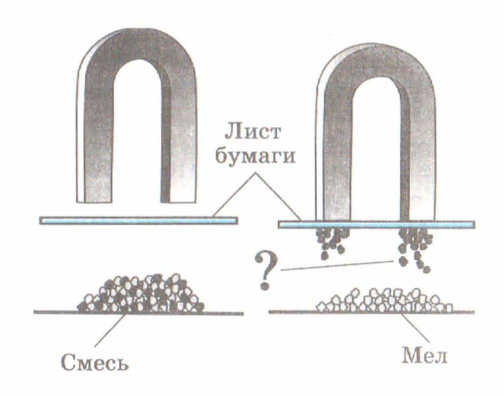


Рис. 14.13. Разделение смеси порошка железа с мелом

3. Смешайте порошок мела с поваренной солью. Налейте в пробирку воды (на 1/3 объема) и всыпьте в нее приготовленную смесь. Что вы наблюдаете? Как отделить мел от поваренной соли? Разделите их, используя имеющееся у вас лабораторное оборудование.

Сформулируйте, какие свойства веществ позволили вам разделить смеси: а) порошка мела и древесных опилок; б) порошков железа и серы; в) порошков железа и мела; г) порошков поваренной соли и мела.

Можно ли составить смесь из порошков предложенных вам веществ, которую нельзя разделить, с помощью имеющегося у вас лабораторного оборудования?

Опыт 4

Примеры физических явлений

Задание. Изучение явлений, наблюдаемых в опыте.

Оборудование. Лабораторный штатив с кольцом, тигельные щипцы, фарфоровая чашка, стеклянная палочка (или стеклянная трубочка), ступка с пестиком, спиртовка (или горелка), фильтр.

Вещества. Вода, кусочки поваренной соли, мела, стекло.

Выполнение работы

1. На кольцо штатива установите фарфоровую чашку, налейте в нее немного воды (или положите лед, если есть возможность) и начните нагревать чашку. Наблюдайте, что происходит в ней. Когда вода начнет кипеть, добавьте поваренную соль. Что наблюдается? Продолжайте процесс выпаривания. Сравните полученную поваренную соль с выданным вам образцом.

К какому типу явлений относится изменение агрегатного состояния воды? Какой вывод можно сделать?

2. В ступку поместите кусочки мела и тщательно разотрите их пестиком. Какое явление вы наблюдали при дроблении и растирании мела?

Что характеризует наблюдаемое вами явление? Изменяется ли при этом вещество?

3. Возьмите с помощью щипцов тонкую стеклянную палочку (или трубочку) и нагрейте ее посередине на пламени. Палочка раскалится, размягчится и согнется в том месте, где вы

ее нагревали. Какое наблюдается явление? Изменилось ли вещество после нагревания и последующего охлаждения, несмотря на изменение формы палочки?

На основании какого признака вы делаете вывод о том, что наблюдали физические явления?

Какой признак является общим для физических явлений? Что общего в явлениях, которые вы наблюдали?

Опыт 5

Примеры химических явлений

Задание. Исследование явлений, наблюдаемых в опыте.

Оборудование. Штатив с пробирками, тигельные щипцы, пробиркодержатель, спиртовка (горелка), стеклянная пластинка.

Вещества. Медь (пластинка или проволока), мел, сахар, сода пищевая, раствор уксусной кислоты.

Выполнение работы

1. Зажгите спиртовку (горелку), возьмите тигельными щипцами кусочек медной пластинки (или проволоки) и накалите ее в пламени.

2. Выньте пластинку из пламени и охладите, после чего счистите с нее с помощью стекла на бумажку образовавшийся черный налет. Повторите нагревание и опять счистите черный налет.

Что собой представляет образовавшийся налет: новое вещество, в которое превратилась медь, или это сажа от пламени?

К какому явлению относится данный процесс (почернение медной пластинки)?

3. Поместите кусочек мела в пробирку. Прилейте немного раствора уксусной кислоты. Что вы наблюдаете? Какое это явление?

4. Насыпьте в пробирку небольшую порцию питьевой соды и прилейте раствор уксусной кислоты. Что происходит? Какие признаки химического явления вы можете отметить?

5. В пробирку поместите кусочек сахара, возьмите пробирку пробиркодержателем и начните нагревать в пламени. Что вы наблюдаете? Как меняется цвет содержимого пробирки?

Какой признак является общим для химических явлений?

Опыт 6

Ознакомление с образцами оксидов

Задание. Изучение выданного набора веществ и классификация оксидов на оксиды металлов и оксиды неметаллов.

Вещества. H_2O (в колбе), CH_4 (в колбе с пробкой), CO_2 (в колбе с пробкой), $NaCl$, Na_2SO_4, $NaHCO_3$, Na_2CO_3, H_2SO_4, CuO, Fe_2O_3, MgO, $NaOH$, $Cu(OH)_2$, SiO_2 в банках с указанием на этикетках химических формул.

Выполнение работы

1. Проанализируйте состав выданных вам веществ и выберите из них оксиды. Объясните, какой признак отбора вы использовали.

2. Отобранные вами оксиды разделите на оксиды металлов и оксиды неметаллов. На основании каких признаков вы разделили оксиды?

Опишите агрегатное состояние при обычных условиях каждого оксида. Какие свойства характерны для оксидов металлов и оксидов неметаллов?

Опыт 7

Изучение строения пламени

Задание. Изучение строения пламени парафиновой свечи и спиртовки (газовой горелки).

Оборудование. Спиртовка (или газовая горелка), фарфоровая чашка, стеклянная трубка, тигельные щипцы, химический стакан, спички, лучинка.

Материалы и вещества. Свеча (парафиновая), известковая вода.

Выполнение работы

1. Зажгите парафиновую свечу. Рассмотрите внимательно пламя (см. рис. 4.7). Однородно ли оно? Какие области пламени вы обнаружили?

2. Исследуйте внутреннюю часть пламени. Для этого возьмите тигельными щипцами стеклянную трубку (держите ее под углом) и внесите одним концом во внутреннюю часть пламени, а к другому концу поднесите горящую лучинку. Что при этом наблюдается? Сделайте вывод.

3. Исследуйте теперь среднюю часть пламени. Для этого внесите фарфоровую чашечку на 2—3 с в самую яркую часть пламени. Что вы обнаружили? Объясните, почему средняя часть пламени ярко светится.

4. Опишите продукты горения, которые образуются во внешней части пламени. Для этого опрокиньте осторожно сухой химический стакан на свечу таким образом, чтобы пламя оказалось в середине стакана на 2—3 с. Что при этом наблюдается? Прилейте в этот стакан немного известковой воды и взболтайте ее. Что вы обнаружили? Сделайте соответствующий вывод.

5. Определите, какая часть пламени имеет наибольшую температуру. Для этого внесите одновременно две спички во внешнюю и внутреннюю части пламени. Что вы наблюдаете? Внесите теперь лучинку в нижнюю часть пламени. Сделайте вывод и ответьте на вопрос: почему для нагревания необходимо использовать верхнюю часть пламени?

6. Зажгите спиртовку или газовую горелку. Что общего в строении ее пламени с пламенем свечи? В чем наблюдаются различия?

Внесите холодный фарфоровый предмет (например, чашку) в среднюю часть пламени. Что при этом наблюдается? Какой можно сделать вывод: почему пламя горелки (спиртовки) не светится? После окончания опыта не забудьте погасить спиртовку (горелку).

Сделайте общий вывод. Зарисуйте пламя свечи, дайте пояснения к вашему рисунку. Напишите уравнение реакции горения парафина (C_nH_m).

Опыт 8

Действие растворов кислот на индикаторы

Задание. Определение наличия кислот в наборе реактивов.

Оборудование. Штатив с пробирками.

Вещества. 1%-ные растворы поваренной соли, питьевой соды, уксусной, соляной и серной кислот (в пробирках № 1—5), индикаторы: метиловый оранжевый, лакмус, лакмусовая бумажка.

Выполнение работы

1. В три пробирки налейте по 1 мл растворов каждой кислоты и прибавьте по несколько капель имеющихся индикаторов.

Отметьте окраску каждого индикатора в кислой среде. Запишите ваши наблюдения в таблицу.

Индикатор	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в кислой среде

2. Исследуйте содержимое выданных вам пробирок (№ 1—5) с помощью одного из индикаторов. Определите, в каких пробирках содержатся кислоты.

Можно ли утверждать (и почему), что при действии кислот на индикаторы происходит химическая реакция? Что является в данном случае признаком химического взаимодействия?

Опыт 9

Отношение кислот к металлам (железу, цинку, магнию и меди)

Задание. Проведение реакций металлов с кислотами и изучение химической активности металлов.

Оборудование. Штатив с пробирками.

Вещества. Железо, медь, цинк, магний (в виде гранул, проволоки или стружки); 10%-ные растворы соляной и серной кислот.

Выполнение работы

1. В две пробирки внесите по кусочку цинка и в одну пробирку налейте соляную кислоту (около 1 мл), в другую — серную кислоту (около 1 мл). *При наливании кислот соблюдайте осторожность!* Наблюдайте, что происходит в пробирках. Какой газ выделяется?

2. Проведите такие же опыты с другими металлами: медью, магнием и железом. Что вы наблюдаете? Одинакова ли активность кислот по отношению к различным металлам? Отметьте скорость выделения водорода в отдельных опытах.

Расположите металлы по уменьшению их активности в реакциях с кислотами. Какой металл активнее других? Какой металл не взаимодействует с кислотами? Сравните предложенное вами распределение металлов по активности с положением этих металлов в ряду активности металлов.

Напишите уравнения реакций металлов с соляной и серной кислотами. Что общего в этих реакциях?

Опыт 10

Взаимодействие кислот с оксидами металлов

Задание. Изучение реакции соляной и серной кислот с оксидами железа (III) и магния.

Оборудование. Штатив с пробирками, стеклянная палочка, тигельные щипцы, стеклянная пластинка, пробиркодержатель, спиртовка (горелка или электронагреватель).

Вещества. Оксид железа (III), оксид магния (порошки), 10%-ные растворы соляной и серной кислот.

Выполнение работы

1. В две пробирки насыпьте немного оксида железа (в объеме не более горошины), в одну пробирку налейте раствор серной кислоты (около 1 мл), в другую — соляной кислоты (около 1 мл). Для ускорения взаимодействия осторожно нагрейте содержимое пробирок, слегка их встряхивая. *При нагревании держите пробиркодержатель так, чтобы отверстие пробирки было направлено в сторону от вас и соседа!* Что наблюдается?

После окончания реакции поставьте пробирки в штатив и с помощью стеклянной палочки перенесите каплю полученного раствора (из каждой пробирки) на стеклянную пластинку. Выпарите их. Что осталось на пластинке?

2. Аналогичным образом проведите реакции серной и соляной кислот с оксидом магния.

Составьте уравнения реакций. Что общего во всех написанных вами уравнениях?

Что вы узнали об отношении кислот к оксидам металлов?

Опыт 11

Ознакомление со свойствами гидроксидов натрия, кальция, меди (II) и железа (III)

Задание. Изучение некоторых физических свойств гидроксидов. Исследование растворимости гидроксидов в воде и действия на них индикаторов.

Оборудование. Штатив с пробирками, колба (или стакан), воронка, фильтры, химический стакан, стеклянная палочка.

Вещества. Гидроксиды натрия, кальция, меди (II), железа (III) (твердые); индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин, лакмусовая бумажка, вода.

Выполнение работы

1. В четыре пробирки поместите выданные вам гидроксиды натрия, кальция, меди и железа (объемом не более горошины). *Соблюдайте осторожность: попадание едких щелочей на кожу вызывает ожоги, а на ткань (одежду) — ее разрушение.*

Отметьте наблюдаемые физические свойства гидроксидов: окраску, агрегатное состояние.

2. Налейте в пробирку с каждым гидроксидом воду (примерно на 1/4 объема пробирки) и перемешайте. Что вы наблюдаете? Для чего необходимо перемешивание? Отметьте, происходит ли разогревание пробирки при растворении гидроксидов. С чем это связано? Полностью ли растворились все четыре вещества?

3. Профильтруйте мутные жидкости. Полученные фильтраты разделите на три части и к каждому раствору добавьте по 1 капле индикатора: фенолфталеина, метилового оранжевого и лакмуса. Как меняется окраска индикаторов?

Результаты ваших наблюдений запишите в таблицу.

Формула гидроксида	Цвет	Агрегатное состояние	Растворимость в воде	Окраска индикатора в исследуемом растворе		
				фенолфталеин	метиловый оранжевый	лакмус

Опыт 12
Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами

Задание. Изучение взаимодействия нерастворимых оснований с кислотами.

Оборудование. Штатив с пробирками, стеклянные пластинки, стеклянная палочка, тигельные щипцы, спиртовка (горелка).

Вещества. Гидроксиды меди (II) и железа (III) (порошки), растворы соляной и серной кислот, вода.

Выполнение работы

1. В одну пробирку внесите немного гидроксида железа (III) (объемом с горошину), в другую — столько же гидроксида меди (II), затем добавьте в каждую пробирку по 1 мл воды и встряхните пробирки. Что происходит с гидроксидами? Проверьте индикатором растворы на присутствие в них гидроксидов. К какой группе гидроксидов они относятся?

2. В пробирку с гидроксидом железа (III) приливайте небольшими порциями раствор соляной кислоты, а в пробирку с гидроксидом меди (II) — серную кислоту до полного их растворения.

Отметьте окраску полученных растворов. На основании каких признаков можно утверждать, что произошла химическая реакция?

3. С помощью стеклянной палочки перенесите на стеклянные пластинки по 2—3 капли полученных растворов. Выпарите их на пламени. Что осталось на пластинках после выпаривания?

Напишите уравнения проведенных реакций.

Какие выводы относительно физических и химических свойств гидроксидов вы можете сделать?

Опыт 13

Разложение гидроксида меди (II) при нагревании

Задание. Исследование реакции разложения гидроксида меди (II) при нагревании.

Оборудование. Лабораторный штатив с лапкой, штатив с пробирками, спиртовка (горелка или электронагреватель).

Вещества. Гидроксид меди (II) (порошок).

Выполнение работы

В сухую пробирку внесите немного гидроксида меди (II) и закрепите ее в лапке штатива таким образом, чтобы дно пробирки было несколько выше ее отверстия. Отметьте агрегатное состояние и цвет гидроксида меди (II).

Прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте ту ее часть, где находится вещество. Как изменяется цвет вещества? Что можно заметить на холодных стенках пробирки? Какие продукты образуются в результате реакции?

Напишите уравнение реакции.

Что образуется, если таким же образом прокалить гидроксид железа (III)? Напишите уравнение реакции разложения гидроксида железа (III).

Какой общий вывод вы можете сделать относительно поведения нерастворимых в воде оснований при нагревании?

Опыт 14
Реакция нейтрализации: взаимодействие щелочей с кислотами

Задание. Изучение взаимодействия щелочей с кислотами.

Оборудование. Лабораторный штатив с кольцом, штатив с пробирками, фарфоровая чашка, пипетка (или стеклянная трубочка), спиртовка (горелка или электронагреватель).

Вещества. 0,5М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты, фенолфталеин.

Выполнение работы

1. В пробирку налейте 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. Какую окраску приобретает раствор?

С помощью пипетки (или стеклянной трубочки) к полученному раствору постепенно прибавляйте раствор соляной кислоты, после введения каждой порции пробирку с раствором встряхивайте. Кислоту добавляйте до тех пор, пока не исчезнет окраска раствора. Почему исчезла окраска?

2. Полученный раствор перелейте в фарфоровую чашку, установите ее на кольцо штатива и выпарите досуха на пламени спиртовки. Что образовалось в чашке после выпаривания?

Составьте уравнение реакции между гидроксидом натрия и соляной кислотой. Почему реакцию между щелочью и кислотой называют реакцией нейтрализации?

Опыт 15
Реакция разложения

Задание. Изучение реакций разложения.

Оборудование. Штатив с пробирками, лабораторный штатив с лапкой, химический стакан или фарфоровая чашка, ложечка, спиртовка (горелка), лучинка.

Вещества. Медный купорос.

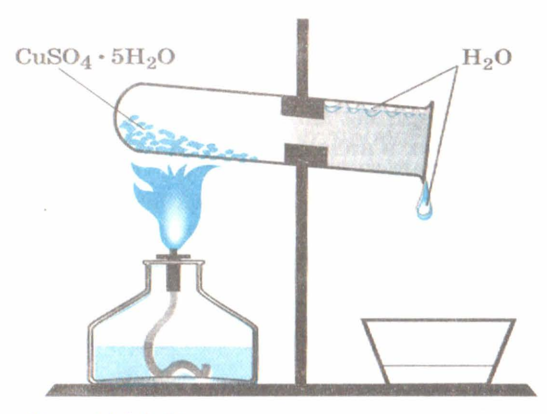


Рис. 14.14. Нагревание медного купороса

Выполнение работы

В сухую пробирку поместите медный купорос (1/4 ее объема). Какого он цвета? Закрепите пробирку в лапке штатива таким образом, чтобы дно было чуть выше ее отверстия (с небольшим наклоном, как показано на рисунке 14.14), под пробиркой поставьте стакан или фарфоровую чашку. Нагревайте пробирку. Что образуется в результате реакции?

Отметьте, сколько веществ вступило в реакцию и сколько их образовалось после реакции.

Опыт 16
Разложение воды под действием электрического тока

Задание. Проведение реакций разложения воды под действием электрического тока.

Оборудование. Прибор для разложения воды электрическим током (электролизер), лабораторный штатив, штатив с пробирками, стеклянная палочка, шпатель (или ложечка), спиртовка (или горелка), лучинка, химический стакан, выпрямитель тока.

Вещества. Вода дистиллированная, карбонат натрия (сода кристаллическая).

Выполнение работы

1. Заполните электролизер (рис. 1.18) дистиллированной водой, соедините прибор с выпрямителем тока и включите в сеть.

Что наблюдается? Почему не выделяются пузырьки газа у электродов? Выключите прибор из сети.

2. Растворите немного карбоната натрия в воде, залитой в электролизер. Включите прибор. Что наблюдается теперь?

3. Наполните полностью две пробирки водой, зажмите их отверстия пальцем и, перевернув вверх дном, поместите в электролизер над электродами. Наблюдайте, как выделяющиеся пузырьки газов заполняют пробирки, вытесняя воду. Над каким электродом образуется газа больше? Какой газ собирается над отрицательным электродом (−) и какой над положительным электродом (+)?

4. Когда каждая из пробирок заполнится полностью газом, закройте отверстие пробирки под водой пальцем и выньте из воды. Проведите экспериментальное доказательство наличия в пробирках водорода и кислорода. Как вы убедились в том, что собранный в одной пробирке газ — это кислород, а в другой — водород?

Напишите уравнение реакции разложения воды. Установите связь между объемом полученных газов и коэффициентами в уравнении реакции.

Напишите уравнение реакции горения углерода в кислороде (доказательство наличия кислорода) и взаимодействия водорода с кислородом воздуха (доказательство наличия водорода).

Опыт 17
Замещение меди в растворе хлорида меди (II) железом

Задание. Изучение взаимодействия железа с хлоридом меди (II).

Оборудование. Штатив с пробирками, стеклянная палочка, наждачная бумага.

Вещества. Растворы хлоридов меди (II) и железа (II), железо (гвоздь, проволока или пластина), железные опилки.

Выполнение работы

1. Прилейте в пробирку раствор хлорида меди (II) (примерно 1/4 ее объема). Отметьте, какой цвет имеет раствор. Опустите в него железную проволоку (пластинку или гвоздь), предварительно зачистив их наждачной бумагой, и подержите в рас-

творе примерно 1 мин. Затем выньте проволоку из раствора и внимательно ее рассмотрите. Что вы обнаружили?

2. В ту же пробирку насыпьте немного железных опилок и, помешивая, наблюдайте за изменением окраски раствора. Как она меняется? Сравните окраску раствора в пробирке с цветом выданного вам раствора хлорида железа (II). Что произошло с опилками?

Какие признаки прошедшей реакции вы можете отметить? К какому типу химической реакции относится данное взаимодействие веществ? Напишите уравнение реакции.

В чем отличие данного типа химической реакции от уже известных вам реакций разложения и соединения?

Опыт 18
Распознавание иода, хлороводородной (соляной) кислоты, хлоридов, бромидов и иодидов

Задание. Изучение качественных реакций на иод, хлороводородную кислоту, хлориды, бромиды и иодиды.

Оборудование. Штатив с пробирками, емкость для сбора отработанных смесей, содержащих серебро, пипетка.

Вещества. 10%-ные растворы хлороводородной кислоты, хлорида, бромида и иодида натрия или калия, 1%-ный раствор нитрата серебра, бромная и иодная вода (склянки № 1 и № 2), растворы лакмуса и крахмального клейстера, цинк (в гранулах).

Выполнение работы

1. В склянках № 1 и № 2 находятся растворы иода и брома. Как обнаружить иод? Качественной реакцией на иод является его взаимодействие с крахмалом.

Налейте в пробирки растворы из склянок № 1 и № 2 и добавьте в каждую из них по 2—3 капли раствора крахмала. Что наблюдается? В какой склянке находится раствор иода?

2. Налейте в пробирку примерно 1 мл хлороводородной кислоты. Как можно убедиться в том, что в пробирку действительно налита кислота?

В качестве индикатора можно использовать раствор лакмуса. Добавьте в пробирку с кислотой одну каплю индикатора. Какую окраску приобретает жидкость в пробирке? Помимо метода определения кислоты с помощью индикатора можно провести реакцию с цинком.

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлороводородной кислоты и бросьте в нее кусочек цинка. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции соляной кислоты с цинком.

Как убедиться теперь в том, что эта кислота — хлороводородная, т. е. что в ее состав входит хлор?

Для распознавания хлора, входящего в состав соляной кислоты, пользуются раствором нитрата серебра.

Нитрат серебра — ядовитое вещество, будьте осторожны в обращении с ним, не допускайте попадания его не только на руки, но и на стол. Кроме того, это очень дорогой реактив, расходуйте его экономно.

В пробирку налейте около 1 мл раствора соляной кислоты и с помощью пипетки добавьте 1 каплю раствора нитрата серебра. Что вы наблюдаете? Отметьте внешний вид выпавшего осадка и его цвет.

3. В три пробирки налейте по 1 мл растворов хлорида, бромида и иодида натрия или калия. В каждый раствор с помощью пипетки добавьте по 1 капле раствора нитрата серебра. Чем похожи выпавшие осадки? Чем они отличаются? Какого они цвета?

Напишите уравнения проведенных реакций.

Сделайте общий вывод: как можно обнаружить иод, кислоту, хлороводородную кислоту, хлорид, бромид, иодид?

Опыт 19

Вытеснение галогенов друг другом из их соединений

Задание. Определение относительной химической активности галогенов.

Оборудование. Штатив с пробирками, измерительный цилиндр.

Вещества. Хлорная, бромная и иодная вода, растворы хлорида, бромида и иодида калия или натрия, раствор крахмала.

Выполнение работы

1. В две пробирки налейте по 2 мл бромида и иодида натрия или калия и добавьте в каждую пробирку столько же хлорной воды. Что при этом наблюдается?

Напишите уравнения происходящих химических реакций и сделайте вывод об относительной активности хлора.

2. В две пробирки налейте по 2 мл растворов хлорида и иодида натрия или калия. В пробирку с раствором иодида до-

бавьте 2—3 капли раствора крахмала. Отметьте окраску раствора. Объясните, почему она не изменилась.

Затем в каждую из этих пробирок прилейте бромную воду. Что вы наблюдаете теперь?

Напишите уравнения происходящих химических реакций и сделайте вывод относительно возможности вытеснения бромом хлора и иода.

3. Какой вывод вы можете сделать о том, вытесняет ли иод хлор и бром из их соединений? Экспериментально проверьте свой вывод. Для этого налейте в две пробирки растворы хлорида и бромида, добавьте к каждому из них иодную воду. Что при этом наблюдается?

Выпишите в строчку химические символы галогенов и стрелками укажите направление понижения их химической активности.

Опыт 20

Ознакомление с образцами важнейших солей натрия и калия

Задание. Изучение образцов важнейших солей натрия и калия, качественное определение их ионов в пламени.

Образцы. Минералы: галит, сильвинит, мирабилит; соли кристаллические: хлориды натрия, калия, а также их карбонаты, нитраты, фосфаты, сульфаты; 10%-ные растворы хлоридов натрия и калия, перманганат калия, хромат калия, силикатный клей, вода, 1%-ный раствор соляной кислоты.

Оборудование. Штатив с пробирками, графитовые стержни, стаканы, горелка, спички, голубое стекло.

Выполнение работы

1. Внимательно рассмотрите выданные вам образцы солей натрия и калия. Сравните эти образцы с минералами, содержащими некоторые соли натрия, калия (однородность, цвет и др.). Сделайте вывод о причине различия.

2. Испытайте растворимость солей натрия и калия в воде. Сравните результаты опыта с «Таблицей растворимости солей, кислот и оснований в воде», сделайте выводы.

Где применяются соли натрия и соли калия?

3. Испытайте, как окрашивают пламя соли натрия и калия.

Для этого в пробирку налейте по 2—3 мл растворов хлоридов натрия и калия. В пламени горелки прокалите графитовый стержень, затем смочите его раствором хлорида натрия, опустив в пробирку с раствором, и внесите стержень в пламя горелки. В какой цвет окрасилось пламя?

Промойте графитовый стержень в растворе соляной кислоты и снова прокалите в пламени. Повторите этот опыт с использованием раствора хлорида калия. Не забудьте промыть и прокалить стержень по окончании опыта.

Сделайте общий вывод.

Примечание. Незначительные примеси натрия в соединениях калия маскируют в пламени его светло-фиолетовый цвет. С целью «отфильтровать» желтый цвет натрия окраску пламени рассматривают через голубой светофильтр.

ОТВЕТЫ, РЕШЕНИЯ, УКАЗАНИЯ

§ 1.1

2. Вещество имеет столько свойств (характеристик), сколько мы можем (и желаем) обнаружить. В каждом конкретном случае рассматриваются и оцениваются разные свойства вещества. Например, какие свойства поваренной соли важны при ее (1) хранении, (2) транспортировке, (3) использовании в пищевых целях? Важно, что каждое определенное вещество имеет определенные свойства.

8Т. В первой строчке лишней оказывается поваренная соль — единственное вещество-неметалл.

В первом столбце сначала придется выбрать способ классификации. Можно считать лишней медь — единственный металл. А можно и воду — единственную жидкость. Так следует поступать и в остальных случаях.

§ 1.2

6. Твердое—твердое: перец с солью, твердое—жидкое: сульфат бария с водой (эта смесь используется при рентгеновском обследовании), твердое—газообразное: атмосфера практически любого производства, жидкое—жидкое: подсолнечное масло—уксус (салатная заправка), жидкое—газообразное: взбитые сливки, газированная вода, газообразное—газообразное: автомобильный выхлоп. В большинстве случаев названные смеси содержат больше двух компонентов.

§ 1.3

6. Перегонка (дистилляция) позволила разделить многие вещества-смеси, т. е. выделить и изучить (иными словами, «открыть») многие индивидуальные вещества, что имело огромное значение для становления химии как науки в средние века.

9. Именно так получают и сахар, и поваренную соль.

§ 2.1

2. Химический элемент — не вещество, а вид атомов. Бойль элементом назвал вещество, состоящее из одинаковых атомов, т. е. так называемое простое вещество.

§ 2.2

2. Эти названия появились в русском языке еще в «дохимические» времена.

§ 2.3

6. $A_r(C) = 12 \cdot 0{,}9889 + 13{,}003 \cdot 0{,}0111 = 12{,}011$.

7. Это в первую очередь Cl с A_r = 35,5, а также Cu (63,5, хотя без всякой логики чаще всего для меди принимается A_r = 64), Zn (65,4) и др. Округления атомной массы до целого вообще теряют смысл с внедрением калькуляторов.

§ 2.4

7. Такого рода задачи надо начинать решать с выбора классификации, сортировки. Например, в первой строчке «лишними» могут быть: H_2CO_3 — соединение трех, а не двух элементов; Cu — простое вещество; Cu — металл...

§ 2.5

8. Mn_xO_y. $x : y = \frac{63{,}2}{55} : \frac{36{,}8}{16} = 1{,}15 : 2{,}30 = 1 : 2$. MnO_2.

9. $Ca_xC_yO_z$. $x : y : z = \frac{40}{40} : \frac{12}{12} : \frac{48}{16} = 1 : 1 : 3$. $CaCO_3$.

10. H_xO_y. $x : y = \frac{15}{1} : \frac{85}{16} = 15 : 5{,}3 \approx 3 : 1$. H_3O! На самом деле,

$w(H) = \frac{2 \cdot 1}{18} \cdot 100 = 11{,}1\%$.

§ 3.1

4. Для соединения двух неметаллов в тексте дано правило по проявляемым ими валентностям только для случаев их расположения по горизонтали (расположенный правее проявляет низшую валентность), по вертикали (расположенный выше проявляет низшую валентность) и по соответствующей диагонали (низшую валентность проявляет элемент, расположенный правее и выше). Ни одно из этих правил не подходит для пары O—Cl. На данном уровне знаний ответ не может быть дан. Аналогично для N—S и т. п.

5. В тексте даны правила для А-групп. Cu, Fe и Mn находятся в В-группах.

§ 3.2

2. В оксиде фосфора P_2O_5 $m(P) : m(O) = (2 \cdot 31) : (5 \cdot 16) = 62 : 80$, а в данной задаче массы фосфора и кислорода равны, следовательно, фосфор в избытке.

Обозначив массу прореагировавшего фосфора x, составим пропорцию $x : 0{,}1 = 62 : 80$, из которой найдем $x = 0{,}0775$ г. Следовательно,

после окончания реакции в сосуде оказалось 0,1 – 0,0775 = 0,0225 г фосфора и 0,1 + 0,0775 = 0,1775 г оксида фосфора.

§ 3.3

6. Следует считать правильными ответы, в которых приведены реакции образования всех соединений меди (I) и (II) и железа (II) и (III), хотя на самом деле образуются $CuCl_2$, Fe_3O_4 ($FeO \cdot Fe_2O_3$) и $FeCl_3$.

7. $4C_nH_m + (4n + m)\ O_2 = 4n\ CO_2 + 2m\ H_2O$.

§ 3.6

1. $5{,}1 \cdot 10^8$ км^2 = $5{,}1 \cdot 10^{14}$ м^2 = $5{,}1 \cdot 10^{20}$ мм^2, что меньше числа Авогадро.

5. В 18 см^3 воды содержится 1 моль воды, т. е. $6 \cdot 10^{23}$ молекул. Время «высыхания»:

$$6 \cdot 10^{23} : 10^9 = 6 \cdot 10^{14}\ \text{с} = 6 \cdot 10^{14} : 3600 : 24 : 365 \approx$$
$$\approx 20\,000\,000\ (20\ \text{млн})\ \text{лет}.$$

§ 3.7

1. а) $m(H_2S)$ = 1,06 т; б) $V(H_2S)$ = 708 м^3.

2. $m(CaCO_3)$ = 182 кг. Обратите внимание, что ответ следует давать в тех единицах измерения, которые использованы в условии. В этом задании — килограммы, в предыдущем — тонны и кубометры.

3. $m(Al)$ = 0,75 т.

4. $m(P)$ = 0,2 т.

5. $m(FeO)$ = 1,3 г; $m(H_2)$ = 0,04 г. Обратите внимание, что бессмысленно давать ответ с числом значащих цифр больше, чем данные в условии задачи. Поэтому округления обязательны.

6. $m(SO_2)$ = 50 (г/м^3) · 5000 (м^3) = 250 000 г = 250 кг; $m(S)$ = 125 кг.

§ 4.1

2. $w(O)$ = 0,53, или 53%.

§ 4.2

3. Cu_xO_y.

1) $x : y = \dfrac{79{,}9}{63{,}5} : \dfrac{(100 - 79{,}9)}{16} = 1{,}26 : 1{,}26 = 1 : 1$. CuO.

2) $x : y = \frac{88,8}{63,5} : \frac{(100 - 88,8)}{16} = 1,40 : 0,70 = 2 : 1$. Cu_2O.

4. Fe_xO_y.

1) $x : y = \frac{77,8}{56} : \frac{(100 - 77,8)}{16} = 1,39 : 1,39 = 1 : 1$. FeO (рис. 4.1, *а*).

2) $x : y = \frac{70,0}{56} : \frac{(100 - 70,0)}{16} = 1,25 : 1,875 = 1 : 1,5$. Fe_2O_3 (рис. 4.1, *б*).

5. Оксиды разного состава представляют собой разные соединения, каждое подчиняющееся закону постоянства состава.

7. Речь идет об оксидах, в которых элементы проявляют высшую или иную валентность.

§ 4.3

1. Это пример вопроса, требующего или уточнения у задавшего вопрос (что в данном случае невозможно), или расширенного ответа.

Правильный ответ: содержание кислорода в воздухе 23% (по массе), или 21% (по объему).

2. Из-за адаптации обоняния мы перестаем через некоторое время ощущать запах любого вещества. А кислородом мы дышим всегда.

3. Масса кислорода:

$$m = 120\ (м^3) \cdot 0,23 \cdot 1,33 \cdot 10^3\ (г/м^3) = 36,7 \cdot 10^3\ г.$$

Его количество:

$$\nu = m/M = 36,7 \cdot 10^3\ (г)/32\ (г/моль) \approx 1147\ моль.$$

В тексте параграфа плотность кислорода приведена для более низкой температуры, и потому она больше.

4. При данных условиях в 1 л воды может раствориться 0,05 л кислорода (см. текст параграфа), что составляет

$$m = \rho V = 1,43\ (г/л) \cdot 0,05\ (л) = 0,07\ г;$$
$$\nu = m/M = 0,07/32 = 0,002\ моль.$$

§ 4.7

5. Раньше азот получали из воздуха путем связывания в последнем кислорода. Например, воздух пропускали над раскаленной медью, которая и соединялась с кислородом. Но в оставшемся азоте сохранялся более тяжелый аргон.

§ 4.9

1. Моль/(л · с).

3. Жидкий воздух дешевле и безопаснее.

§ 4.10

3. В реакции окисления указанных веществ выделяется теплота. В большой куче она рассеивается в окружающую среду мало. Поэтому происходит повышение температуры. Это повышение ведет к ускорению реакции. Температура повышается все быстрее, реакция ускоряется все больше, пока не наступит возгорание.

4. Чтобы поджечь вещество, его необходимо нагреть выше так называемой температуры воспламенения. Тонкую пленку нефти невозможно нагреть на поверхности относительно холодной воды.

8. Реакция окисления азота эндотермична и для своего протекания требует непрерывного подвода энергии.

§ 4.11

2.

$$\underset{12\ \text{г}}{\overset{0{,}8\ \text{млн т}}{C}} + \underset{32\ \text{г}}{\overset{x}{O_2}} = CO_2$$

$$m(O_2) = x = \frac{0{,}8\ (\text{млн т}) \cdot 32\ (\text{г})}{12\ (\text{г})} = 2{,}1\ \text{млн т};$$

$$m\ (\text{возд.}) = 2{,}1/0{,}23 = 9{,}3\ \text{млн т}.$$

(Содержание O_2 в воздухе см. § 4.1.)

§ 5.1

4. В 1 моль H_2 содержится $6 \cdot 10^{23}$ молекул. Их объем $0{,}006 \cdot 6 \times 10^{23} = 0{,}036 \cdot 10^{23}$ нм^3 $= 0{,}036 \cdot 10^{23} \cdot 10^{-27}$ м^3 $= 0{,}036 \cdot 10^{-4}$ м^3.

(Напомним, 1 нм $= 10^{-9}$ м, следовательно, 1 нм^3 $= 10^{-27}$ м^3.)

С другой стороны, объем, занимаемый 1 моль H_2, имеющем молярную массу 2 г, равен 2 (г)/0,1 (г/л) = 20 л $= 20 \cdot 10^{-3}$ м^3.

Доля собственного объема молекул

$$0{,}036 \cdot 10^{-4}/(20 \cdot 10^{-3}) \approx 0{,}0002.$$

5. Объем 1 моль O_2 (примем $\rho\ (O_2) = 1{,}43$ г/л) равен 32 (г) / / 1,43 (г/л) = 22,4 л. Доля собственного объема молекул равна $0{,}010 \times 6 \cdot 10^{23} \cdot 10^{-27}/(22{,}4 \cdot 10^{-3}) \approx 0{,}0003$.

§ 5.2

1. При одинаковой массе число молекул (и объем) газа обратно-пропорционально молярной массе.

§ 5.3

2. В 1 л любого газа при н. у. содержится $6 \cdot 10^{23}/22{,}4 = 2{,}7 \cdot 10^{22}$ молекул.

Если площадь кабинета химии 30 м^2, высота потолков 4 м, то объем — 120 м^3. Объем O_2 (в пересчете на н. у.) 120 · 0,21 = 25,2 м^3. Число молекул $2{,}7 \cdot 10^{22} \cdot 25{,}2 \cdot 1000 = 6{,}8 \cdot 10^{26}$.

3. 0,5, 1,9, 0,5 л соответственно.

4.
$$\underset{316\ \text{г}}{\overset{x}{2KMnO_4}} = K_2MnO_4 + MnO_2 + \underset{22{,}4\ \text{л}}{\overset{10\ \text{л}}{O_2}}$$

$x = 141$ г.

В § 3.7 мы провели расчет через массу кислорода и получили ответ 128 г. Еще раз напомним, что плотность газа зависит от температуры. В § 3.7 использована плотность кислорода при комнатной температуре (20 °С), а здесь — при н. у. (0 °С). Поэтому в объеме 10 л в этой задаче кислорода больше (по массе и числу молекул).

5.
$$\underset{12\ \text{кг}}{\overset{800 \cdot 10^3\ \text{т}}{C}} + \underset{22{,}4\ \text{м}^3}{\overset{x}{O_2}} = CO_2$$

$$x = 800 \cdot 10^3\ (\text{т}) \cdot 22{,}4\ (\text{м}^3) / (12 \cdot 10^{-3}\ (\text{т})) = 1{,}5 \cdot 10^9\ \text{м}^3\ O_2.$$

Объем воздуха составит $1{,}5 \cdot 10^9/0{,}21 = 7 \cdot 10^9$ м^3 (7 млрд м^3).

6. $M_r = 0{,}78M_r(N_2) + 0{,}21M_r(O_2) + 0{,}01M_r(Ar) = 0{,}78 \cdot 28 + 0{,}21 \times \times 32 + 0{,}01 \cdot 40 = 29$.

§ 6.1

4. Под действием космического излучения молекулы водорода распадаются на атомы, а так как расстояния между молекулами и, соответственно, образовавшимися атомами в космосе огромно (~1 см), то атомы просто не сталкиваются, а значит, не взаимодействуют.

§ 6.3

8. $M_r(Kr) = 84 > M_r(Ar) = 40 > M_r(N_2) = 28$. Следовательно, молекулы криптона движутся наиболее медленно и газ криптон обладает наименьшей теплопроводностью. Это позволяет приблизить стеклянные стенки лампочки к раскаленной вольфрамовой нити без опасения расплавить их.

§ 6.4

1. 432 кДж.

4. Вспомнив, что железо образует по крайней мере два оксида, придется решать две задачи:

$$FeO + \underset{22{,}4\ \text{л}}{\overset{x}{H_2}} = \underset{56\ \text{г}}{\overset{1\ \text{г}}{Fe}} + H_2O; \qquad x = \frac{22{,}4 \cdot 1}{56} = 0{,}4\ \text{л}.$$

$$\underset{3 \cdot 22{,}4\ л}{\overset{x}{Fe_2O_3 + 3H_2}} = \underset{2 \cdot 56\ г}{\overset{1\ г}{2Fe}} + 3H_2O; \qquad x = \frac{3 \cdot 22{,}4 \cdot 1}{2 \cdot 56} = 0{,}6\ л.$$

5. Признаком может служить изменение окраски твердого вещества. Условием протекания — повышенная температура.

6.
$$2H_2O = 2H_2 + O_2;$$
$$3H_2 + WO_3 = 3H_2O + W.$$

По соотношению количеств разлагаемой воды и образующегося вольфрама проводим расчет:

$$\underset{3 \cdot 18\ г}{\overset{x}{3H_2O}} — \underset{184\ г}{\overset{1\ кг}{W}}; \qquad x = \frac{3 \cdot 18 \cdot 1}{184} = 0{,}29\ г.$$

§ 6.5

2. От воды кислород отнимается, следовательно, вода восстанавливается. К углероду кислород присоединяется, т. е. углерод окисляется.

7.
$$\underset{(48+2)\ г}{\overset{1\ г}{TiH_2}} — \underset{22{,}4\ л}{\overset{x}{H_2}}; \qquad x = \frac{1 \cdot 22{,}4}{48 + 2} = 0{,}448\ л = 448\ см^3.$$

Чтобы полученный водород сжать до объема в 1 $см^3$, необходимо повысить давление до 448 атм.

§ 7.1

1. Объем всей свободной воды на Земле составляет (см. текст):

$1{,}4 \cdot 10^9$ (моря и океаны) + $24 \cdot 10^6$ (ледники) + $2 \cdot 10^6$ (реки и озера) + $14 \cdot 10^3$ (атмосфера) = $1{,}4 \cdot 10^9$ $км^3$.

На ледники приходится $24 \cdot 10^6/(1{,}4 \cdot 10^9) \cdot 100 = 1{,}7\%$; на реки и озера — $2 \cdot 10^6/1{,}4 \cdot 10^9 \cdot 100 = 0{,}14\%$; на атмосферу — $14 \cdot 10^3/ / 1{,}4 \cdot 10^9 \cdot 100 = 0{,}01\%$.

2. 14%.

4. Главными способами являются мембранный и испарение (см. § 1.3).

§ 7.2

1.

Мера	1 $м^3$	1 л	1 мл	1 капля	1 стакан (200 мл)	1 ведро (12,3 л)
Объем	1 $м^3$	1 $дм^3$	1 $см^3$	0,03 $см^3$	200 $см^3$	12,3 $дм^3$
Масса	1 т	1 кг	1 г	0,03 г	200 г	12,3 кг

§ 7.4

2. Смесь S и Fe, в которой при повышении температуры начинается химическая реакция.

3. При комнатной температуре образуется раствор газов H_2 и O_2, а при повышенной температуре идет реакция образования H_2O.

4. Экзотермически растворяются в воде Na_2CO_3, CH_3COOH, $CuSO_4$.

§ 7.5

1. Если вы кладете 2 кусочка сахара в чашку (250 мл) чая, то $w = 2 \cdot 5{,}6/(2 \cdot 5{,}6 + 250) \approx 0{,}04$, или 4%.

2. Авторы кладут 1 чайную ложку соли на 2 л супа. Тогда $w = 0{,}005$, или 0,5%.

3. В 9%-ном растворе $m(CH_3COOH) = 500$ (г) $\cdot$ 0,09 = 45 г.

Масса раствора 70%-ной эссенции m = 45 (г)/0,70 = 64 г.

Ответ: 64 г (мл) эссенции и 436 мл воды.

4. $V(HCl) \approx 180$ мл; $m(Zn) = 29$ г.

5. В задаче указаны количества обоих реагентов, которые могут не соответствовать стехиометрическому соотношению, требуемому уравнением реакции. (Так называемая задача на избыток-недостаток.) Поэтому решение начинаем с вычисления количества вещества реагентов.

$$\nu(Zn) = 1\ (\text{г})/65\ (\text{г/моль}) = 0{,}015\ \text{моль};$$
$$\nu(H_2SO_4) = 1\ (\text{моль/л}) \cdot 0{,}1\ (\text{л}) = 0{,}1\ \text{моль}.$$
$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow.$$

Видим, что кислота в большом избытке. Следовательно, прореагирует весь цинк и в реакционном сосуде окажется 0,1 – 0,015 = 0,085 моль H_2SO_4 и 0,015 моль $ZnSO_4$ (в растворе).

6. $C = \nu/V = m/(M^1 \cdot V)$ = 427 (г)/(36,5 (г/моль) $\cdot$ 1 (л)) = 11,7 моль/л. Чтобы получить 5М (моль/л) раствор, купленную кислоту надо разбавить в 11,7/5 = 2,34 раза.

7. Масса раствора m = 200 + 200 + 3 $\cdot$ 200 = 1000 г. (Считаем объем стакана равным 200 мл и принимаем плотность уксусной кислоты равной 1 г/см^3.)

Отсюда w (сахар) = 200/1000 = 0,2, или 20%;

$$w\ (\text{кислота}) = \frac{200 \cdot 0{,}06}{1000} = 0{,}012, \text{ или } 1{,}2\%.$$

8. Считаем, что масса раствора m = 1000 г. В нем растворены: уксусная кислота, $m(CH_3COOH)$ = 1000 $\cdot$ 0,06 = 60 г; поваренная соль, $m(NaCl)$ = 1000 $\cdot$ 0,06 = 60 г.

---

[1] Напомним: M — молярная масса (г/моль); М — молярность раствора (моль/л).

Следовательно, надо взять $60/0{,}09 \approx 700$ г (мл) 9%-ного уксуса, прибавить 2 столовые ложки соли и долить 300 мл воды.

Очевидно, что все подобные расчеты должны выполняться очень приближенно!

9. 9%-ный уксус: $1000 \cdot 0{,}03/0{,}09 \approx 300$ мл $\left(1\frac{1}{2}\right.$ граненых стакана$\left.\right)$;

поваренная соль: $1000 \cdot 0{,}01/30 \approx 1/3$ столовой ложки;
сахар: $1000 \cdot 0{,}1/30 = 3$ столовые ложки;

вода: $1000 - 300 = 700$ мл $\left(3\frac{1}{2}\text{ граненых стакана}\right)$.

10. $w(NaCl) = 600/(600 + 12000) \approx 0{,}05$, или 5%. Обратите внимание на наши округления. Не имеет практического смысла считать с большей точностью.

§ 7.6

6. Из «Таблицы растворимости некоторых веществ в воде» находим, что растворимость NaOH составляет 52,0%, или 13,2 моль/л, а $ZnCl_2$ 78,5%, или 5,76 моль/л. Видим, что в зависимости от того, интересует нас больше массовое или молярное содержание вещества, ответ будет разным. Сказанное относится и ко многим другим пáрам, в том числе и к паре NaCl — KI.

§ 8.1

2. Кислотность почвы, силоса...

10. Не взаимодействует с водой SiO_2.

§ 8.2

7. Образуется сульфит кальция, который выпадает в осадок.

§ 8.4

2.

$$\underset{\substack{1\text{ моль}\\ V(Ca(OH)_2)\cdot C(Ca(OH)_2)}}{Ca(OH)_2} + 2HCl = \underset{\substack{2\text{ моль}\\ V(HCl)\cdot C(HCl)}}{CaCl_2} + 2H_2O$$

$$C(Ca(OH)_2) = \frac{1\,(\text{моль}) \cdot V(HCl) \cdot C(HCl)}{V(Ca(OH)_2) \cdot 2\,(\text{моль})} =$$

$$= \frac{1\,(\text{моль}) \cdot 12{,}25\,(\text{мл}) \cdot 0{,}05\,(\text{моль/л})}{50{,}00\,(\text{мл}) \cdot 2\,(\text{моль})} = 0{,}006125 \text{ моль/л}.$$

§ 8.5

1. *в*) Здесь, как иногда и в других подобных заданиях, в первую очередь необходимо установить критерий классификации. В данном

случае это может быть: 1) оксид металла или оксид неметалла — лишний SO_3; 2) кислотный или основный оксид — лишний MnO.

§ 9.1

5. $O_2 + 2H_2 = 2H_2O + 484$ кДж.

То есть 484 (кДж)/2 (моль) H_2O, или 484 (кДж)/36 (г) = 13,4 кДж/г H_2O.

§ 9.2

2. См. задание 5 из § 9.1. Не важна форма энергии, важно ее количество. Количество энергии, затрачиваемой на разложение вещества, равно количеству энергии, выделяющейся при образовании вещества.

§ 10.1

1. Не заслонены закрашенные атомы.

3. В 1 см^3 лития содержится 0,534 (г/см^3)/7 (г/моль) $\cdot$ 6 $\times$ $\times$ 10^{23} (моль$^{-1}$) = $4{,}6 \cdot 10^{22}$ атомов; 1 атом занимает объем $1/(4{,}6 \cdot 10^{22})$ = = $2{,}2 \cdot 10^{-23}$ см^3 = 0,022 нм^3.

4. В 1 см^3 Os содержится 22,5 (г/см^3)/190 (г/моль) $\cdot\ 6 \cdot 10^{23}$ (моль$^{-1}$) = = $7{,}1 \cdot 10^{22}$ атомов; 1 атом занимает объем $1/(7{,}1 \cdot 10^{22}) = 1{,}4 \cdot 10^{-23}$ см^3 = = 0,014 нм^3.

5. Диаметр типографской точки составляет около 0,3 мм. Следовательно, на ней поместится

$$0{,}3\ (\text{мм}) / 0{,}3\ (\text{нм}) = 0{,}3 \cdot 10^{-3}\ (\text{м}) / (0{,}3 \cdot 10^{-9}\ (\text{м})) = 1\,000\,000\ (1\ \text{млн})\ \text{атомов}.$$

6. Чаще всего содержание одного из изотопов намного превышает содержание остальных.

7. Это задача с неопределенным условием. В таких случаях это условие следует определить. В данном случае необходимо указание на изотоп.

§ 10.3

1. Энергия электрона больше на 2*s*-орбитали, больше алгебраически, так как она менее отрицательна. Прочнее связан с ядром электрон на 1*s*-орбитали, его энергия более отрицательна.

§ 10.6

1. Самая прочная связь в молекуле H_2. Менее прочна молекула H_2^+, так как здесь на связывающей МО лишь 1 электрон. Еще менее прочна связь в ионе H_2^-, так как здесь, несмотря на то что на связывающей МО на 1 электрон больше, чем на антисвязывающей, как и в

ионе H_2^+, имеет место межэлектронное отталкивание, ослабляющее связь.

4. Молекула Li_2 существует, а Be_2 — нет.

§ 12.2

3. Самые высокие температуры кипения и плавления у вещества с наибольшей молекулярной массой — у Cl_2. Соответственно наименьшие значения имеют эти температуры у вещества с наименьшей молекулярной массой — H_2.

§ 12.3

4. Плавление ионного вещества сопровождается разрывом межатомных (межионных) связей, которые более прочны, чем межмолекулярные.

§ 12.7

1. Любое химически активное вещество, в том числе HCl, ядовито.

3. Пусть объем колбы V. Тогда $\nu(HCl) = V/22{,}4$ моль и молярная концентрация кислоты $C = \nu/V = 0{,}045$ моль/л.

Массовая доля $w = \dfrac{m(HCl)}{m(HCl) + m(H_2O)} = \dfrac{36{,}5 \cdot 0{,}045V}{36{,}5 \cdot 0{,}045V + 1000V} =$ $= 0{,}0016$, или 0,16%.

11. В 1 л 0,3%-ной кислоты (плотность такого разбавленного раствора можно считать равной 1 г/см^3) содержится

$$m(HCl) = V \cdot \rho \cdot w = 1000\ (\text{см}^3) \cdot 1\ (\text{г/см}^3) \cdot 0{,}3 = 3\ \text{г HCl}.$$

Масса необходимой 36%-ной кислоты $m = m(HCl)/w = 3/0{,}36 =$ $= 8{,}3$ г. Объем $V = m/\rho = 8{,}3/1{,}18 = 7{,}0$ мл.

§ 13.2

2. Если считать, что МО образовались в результате перекрывания только *валентных* АО, то у каждого атома Na было по 1 АО с 1 электроном на каждой. Число МО и электронов на них равно, таким образом, числу атомов натрия в кристалле массой 1 г:

$$N = \frac{1\ (\text{г})}{23\ (\text{г/моль})} \cdot 6 \cdot 10^{23}\ (\text{моль}^{-1}) = 0{,}26 \cdot 10^{23}.$$

4. При плавлении атомного вещества разрушаются связи между атомами. Эти связи тем прочнее, чем меньше атомы (ближе ядра друг к другу и выше электронная плотность между ними) и чем больше электронов на МО. Оба фактора действуют в направлении упрочнения связи между атомами Be, поэтому температура его плавления значительно выше, а именно 1284 °C.

6. Элементы IA (и IIA) группы образуют атомные кристаллические решетки. С увеличением размеров атомов связь между ними ослабевает и температура плавления падает, что происходит при движении сверху вниз по группе. Элементы VIIA (и VIA) группы образуют молекулярные решетки. Связь между молекулами упрочняется по мере увеличения молекулярной массы.

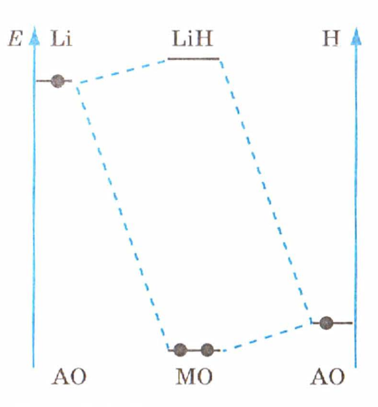


Рис. О.1. Энергетическая диаграмма LiH

7. На рис. 13.2 показаны размеры атомов. Атом магния много меньше атома натрия, следовательно, в одинаковых объемах содержится его атомов больше, чем натрия. Кроме того, каждый атом магния имеет бóльшую массу. Поэтому плотность магния значительно больше, а именно равна 1,7 (хотя магний и считается легким металлом, сравните, например, с железом, плотность которого равна 7,9).

§ 13.3

3. Вещество состоит из ионов Li^+ и H^- (рис. О.1).

§ 13.4

5.

$$\underset{2\cdot 58{,}5\ \text{кг}}{\overset{x}{2NaCl}} + 2H_2O \xrightarrow{\text{эл. ток}} \underset{22{,}4\ \text{м}^3}{\overset{y}{H_2\uparrow}} + \underset{22{,}4\ \text{м}^3}{\overset{z}{Cl_2\uparrow}} + \underset{2\cdot 40\ \text{кг}}{\overset{3\cdot 10^6\ m}{2NaOH}}$$

$x = 4{,}4\cdot 10^6$ т; $y = 0{,}84\cdot 10^9$ м^3; $z = 0{,}84\cdot 10^9$ м^3.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие 3

ГЛАВА 1. **Предмет химии** 5
§ **1.1.** Вещество 7
§ **1.2.** Вещества и смеси 10
§ **1.3.** Разделение смесей и растворов веществ 13
§ **1.4.** Физические и химические явления 21
§ **1.5.** Задачи химии 26

ГЛАВА 2. **Химический элемент** 29
§ **2.1.** Становление понятия 29
§ **2.2.** Химические символы 33
§ **2.3.** Относительная атомная масса 36
§ **2.4.** Химическая формула 39
§ **2.5.** Расчеты по химической формуле 41

ГЛАВА 3. **Количественные соотношения в химии** 45
§ **3.1.** Валентность. Составление химических формул 45
§ **3.2.** Закон постоянства состава 49
§ **3.3.** Уравнение химической реакции 50
§ **3.4.** Закон сохранения массы 53
§ **3.5.** Роль М. В. Ломоносова в развитии химии 56
§ **3.6.** Единица количества вещества — моль 57
§ **3.7.** Расчеты по уравнениям химических реакций 60

ГЛАВА 4. **Кислород** 64
§ **4.1.** Кислород в природе 64
§ **4.2.** Кислород как химический элемент. Оксиды 65
§ **4.3.** Физические свойства кислорода 68
§ **4.4.** Химические свойства кислорода 70
§ **4.5.** Озон 73
§ **4.6.** Получение кислорода 75
§ **4.7.** Воздух — смесь газов 78
§ **4.8.** Тепловой эффект химической реакции 81
§ **4.9.** Скорость химических реакций 84
§ **4.10.** Горение 87
§ **4.11.** Применение кислорода и воздуха 93

ГЛАВА 5. **Газообразное состояние вещества** 96
§ **5.1.** Газы 96
§ **5.2.** Закон Авогадро 98
§ **5.3.** Молярный объем газа 98

ГЛАВА 6. **Водород** 102

§ 6.1. Водород в природе 102
§ 6.2. Водород как химический элемент 103
§ 6.3. Физические свойства водорода 104
§ 6.4. Химические свойства водорода 106
§ 6.5. Получение водорода 109
§ 6.6. Применение водорода 114

ГЛАВА 7. **Вода. Водные растворы** 115

§ 7.1. Вода в природе. Получение воды 115
§ 7.2. Физические свойства воды 116
§ 7.3. Вода — растворитель 119
§ 7.4. Растворение — физико-химический процесс 120
§ 7.5. Способы выражения количественного состава раствора . . . 123
§ 7.6. Растворимость веществ 126
§ 7.7. Химические свойства воды 132

ГЛАВА 8. **Основные классы неорганических соединений** 136

§ 8.1. Кислоты 136
§ 8.2. Соли 142
§ 8.3. Основания 145
§ 8.4. Реакция нейтрализации 148
§ 8.5. Связь между различными классами веществ 150

ГЛАВА 9. **Типы химических реакций** 154

§ 9.1. Реакции соединения 154
§ 9.2. Реакции разложения 155
§ 9.3. Реакции замещения 156
§ 9.4. Реакции обмена 158

ГЛАВА 10. **Строение атома** 160

§ 10.1. Состав атома 160
§ 10.2. Движение электрона в атоме 165
§ 10.3. Электронное строение атома 168
§ 10.4. Энергетические диаграммы 172
§ 10.5. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева 174
§ 10.6. Соединение атомов между собой. Образование химической связи 175

ГЛАВА 11. **Периодический закон Д. И. Менделеева** 181

§ 11.1. Открытие закона 181
§ 11.2. Дмитрий Иванович Менделеев: жизнь и деятельность . . . 186
§ 11.3. Современное содержание Периодического закона 188
§ 11.4. Структура Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева 189

ГЛАВА 12. **Галогены** 193

§ 12.1. Строение атомов галогенов 193
§ 12.2. Галогены — простые вещества 196
§ 12.3. Взаимодействие галогенов с металлами 198
§ 12.4. Окисление-восстановление 203
§ 12.5. Окислительные свойства галогенов 206
§ 12.6. Применение галогенов 210
§ 12.7. Хлороводород. Соляная кислота 212

ГЛАВА 13. **Щелочные металлы** 216

§ 13.1. Строение атомов щелочных металлов 216
§ 13.2. Щелочные металлы — простые вещества 219
§ 13.3. Химические свойства щелочных металлов 223
§ 13.4. Гидроксид натрия 227

ГЛАВА 14. **Практические занятия. Лабораторные опыты** . . . 229

Практическое занятие № 1. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным штативом, спиртовкой, газовой горелкой и электронагревателем 229
Практическое занятие № 2. Очистка загрязненной поваренной соли 235
Практическое занятие № 3. Получение кислорода и изучение его свойств 238
Практическое занятие № 4. Получение водорода и проведение реакции его с оксидом меди (II) 239
Практическое занятие № 5. Приготовление растворов с определенной массовой долей растворенного вещества и заданной молярной концентрацией 242
Практическое занятие № 6. Реакция обмена между оксидом меди (II) и серной кислотой: получение медного купороса . . . 244
Практическое занятие № 7. Решение экспериментальных задач по теме «Основные классы неорганических соединений» 246
Практическое занятие № 8. Получение соляной кислоты и изучение ее свойств 247
Практическое занятие № 9. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены» 249

Лабораторные опыты 251

Ответы, решения, указания 270

Учебное издание

Гузей Леонид Степанович,
Сорокин Владимир Валентинович,
Суровцева Римма Петровна

ХИМИЯ

8 класс

Учебник для общеобразовательных учреждений

Ответственный редактор *Н. В. Губина*
Редактор *А. В. Яшукова*
Оформление *С. И. Кравцова*
Художник *Е. А. Адамов*
Художественный редактор *С. И. Кравцова*
Технический редактор *С. А. Толмачева*
Компьютерная верстка *К. В. Пирязев, Г. А. Фетисова*
Корректор *Г. И. Мосякина*

Изд. лиц. № 061622 от 07.10.97.

Подписано к печати 11.04.03. Формат $60 \times 90^1/_{16}$. Бумага офсетная.
Гарнитура «Школьная». Печать офсетная. Усл. печ. л. 18,0.
Тираж 70 000 экз. Заказ № 3616 .

ООО «Дрофа». 127018, Москва, Сущевский вал, 49.

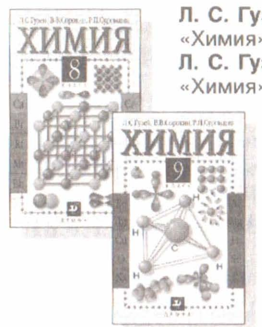
По вопросам приобретения продукции
издательства «Дрофа» обращаться по адресу:
127018, Москва, Сущевский вал, 49.
Тел.: (095) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (095) 795-05-52.

Торговый дом «Школьник».
109172, Москва, ул. Малые Каменщики, д. 6, стр. 1А.
Тел.: (095) 911-70-24, 912-15-16, 912-45-76.

Магазин «Переплетные птицы».
127018, Москва, ул. Октябрьская, д. 89, стр. 1.
Тел.: (095) 912-45-76.

Отпечатано с готовых диапозитивов в АО «Московские учебники и Картолитография»
125252, Москва, ул. Зорге, 15.

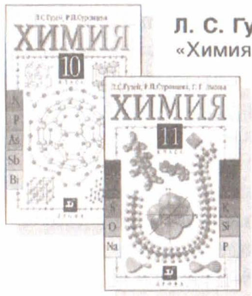
Л. С. ГУЗЕЙ, В. В. СОРОКИН, Р. П. СУРОВЦЕВА. «ХИМИЯ». УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКТ ДЛЯ 8—11 КЛАССОВ



Л. С. Гузей, В. В. Сорокин, Р. П. Суровцева.
«Химия». 8 класс. Учебник.
Л. С. Гузей, В. В. Сорокин, Р. П. Суровцева.
«Химия». 9 класс. Учебник.



Р. П. Суровцева, Л. С. Гузей.
«Химия». 8—9 классы.
Методическое пособие.



Л. С. Гузей, Р. П. Суровцева.
«Химия». 10 класс. Учебник.

Л. С. Гузей, Р. П. Суровцева, Г. Г. Лысова.
«Химия». 11 класс. Учебник.



Р. П. Суровцева, Л. С. Гузей.
«Химия». 10—11 классы.
Методическое пособие.

Настоящие учебники разработаны на основе современных подходов к преподаванию дисциплины, соответствуют действующим программам и реализуют концентрический принцип построения.

Учебники для 8—9 классов представляют собой законченный курс (включая и органическую химию), рассчитанный на 2 (I уровень) — 3 (II уровень) часа в неделю. Содержание учебников включает в себя два уровня: первый (базовый) и второй (углубленный) — для тех, кто хочет изучать химию, с тем чтобы получить широкое естественнонаучное образование.

Учебник для 10 класса посвящен неорганической химии, количественным характеристикам химических реакций, а учебник для 11 класса — органической химии. Он основан на вводном курсе, изложенном в 9 классе. Это позволило по-новому построить изложение материала. Отпала нужда в строгой последовательности введения новых понятий и классов соединений. Появилась возможность излагать материал по каждому классу целиком, включая еще не пройденные вещества. Курс 10—11 классов также включает в себя два уровня сложности.

В комплекте с учебниками издаются методические пособия с тематическим планированием для учителей, сборники контрольных работ для 8—9 классов, тетради для практических работ 8—9 классов.

ПОУРОЧНЫЕ РАЗРАБОТКИ С ДИДАКТИЧЕСКИМ МАТЕРИАЛОМ



Р. П. Суровцева, М. И. Виноградова. «Химия. Поурочные разработки с дидактическим материалом». 8 класс.



Р. П. Суровцева, В. Е. Эрреро-Паленсуэла. «Химия. Поурочные разработки с дидактическим материалом». 9 класс.

Методические пособия адресованы учителям, работающим по учебникам «Химия. 8» и «Химия. 9», созданным авторским коллективом в составе Л. С. Гузея, В. В. Сорокина, Р. П. Суровцевой. Пособия содержат изложение тематического планирования программного материала 8 и 9 классов и подробные разработки уроков.

РАЗДАТОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ



Р. П. Суровцева, Л. С. Гузей. «Химия. Раздаточные материалы». 8 класс. К учебнику «Химия. 8».



Р. П. Суровцева, Л. С. Гузей. «Химия. Раздаточные материалы». 9 класс. К учебнику «Химия. 9».

Пособия содержат тематические карточки-задания, соответствующие учебным программам по химии для 8 и 9 классов, которые предназначены для закрепления и проверки теоретических знаний и отработки практических навыков школьников. Они помогут учителю организовать индивидуальный контроль знаний учащихся, а учащимся — проверить свои знания.

ТЕСТЫ



Р. П. Суровцева и др.
«Новые тесты».
8—9 классы.

Р. П. Суровцева и др.
«Новые тесты».
10—11 классы.



Предлагаемые тестовые задания позволяют провести объективную независимую оценку уровня обученности учащихся в соответствии с обязательным минимумом содержания образования.

В данных пособиях представлены *итоговые* тесты в виде таблиц, озаглавленных «Спецификация теста», в которых приводится перечень контролируемых элементов знаний с указанием номеров тестовых заданий. Всего оба сборника содержат 24 задания для 8 класса, 30 для 9 класса, 24 задания за курс органической химии (10 класс) и 27 тестов за курс химии средней общеобразовательной школы (11 класс). Тесты состоят из разноуровневых заданий, позволяющих выявить навыки практического использования химических знаний и овладения основными понятиями школьного курса химии.

Ко всем заданиям в конце пособий даны ответы.

ТЕТРАДИ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Р. П. Суровцева, Л. С. Гузей. «Химия. Тетрадь для практических занятий». 8 класс. К учебнику «Химия. 8».

Р. П. Суровцева, Л. С. Гузей. «Химия. Тетрадь для практических занятий». 9 класс. К учебнику «Химия. 9».



Тетради для практических занятий помогут ученикам успешно провести практическую работу по химии, получить вещество, изучить его физические и химические свойства.

Предлагаемый материал содержит десять трехвариантных, разноуровневых практических занятий (за исключением работы № 1) по курсу химии за 8 класс и одиннадцать за 9 класс. Последняя работа — итоговая за курс химии 9 класса.



Вариант 1 соответствует минимуму знаний; вариант 2 — базовому уровню знаний, умений и навыков; вариант 3 — знаниям, умениям и навыкам учащихся выше базового уровня.

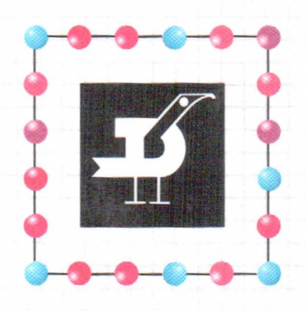
Практические занятия проводятся с целью закрепить пройденный материал и изучить новый.

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ И РЕАКЦИЯ ИХ РАСТВОРОВ

		Сильные основания				Слабые основания													
Катионы / Анионы	H^+	K^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Na^+	NH_4^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+
OH^-		Р	Р	М	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	–	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO_4^{2-}	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	М	–	Н	Н
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н
SO_3^{2-}	Р↑	Р	М	М	Р	Р	М	–	Н	М	–	М	–	Н	Н	Н	–	–	М
PO_4^{3-}	Р	Р	Н	Н	Р	–	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р↑	Р	Н	Н	Р	Р	М	–	Н	Н	–	Н	–	Н	Н	Н	–	–	М
S^{2-}	Р	Р	–	Р	Р	Р	–	–	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO_3^{2-}	Н	Р	Н	Н	Р	–	Н	–	–	Н	–	Н	–	–	–	Н	–	–	–

Ослабление кислотных свойств ↓

Реакция раствора:  — кислая — щелочная  — нейтральная



ISBN 5-7107-6901-0

9 785710 769010